



Уральский  
федеральный  
университет

имени первого Президента  
России Б.Н.Ельцина

Институт  
фундаментального  
образования

# ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие



Министерство образования и науки Российской Федерации  
Уральский федеральный университет  
имени первого Президента России Б. Н. Ельцина

# ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Екатеринбург  
УрФУ  
2015

УДК 54(078.8)  
ББК 24я73  
Х46

Составители:

Е. В. Никитина, Е. А. Никоненко, Д. А. Медведев, С. А. Евтюхов

Рецензенты:

начальник кафедры химии и процессов горения доц., канд. техн. наук Е. В. Гайнуллина (Уральский институт государственной противопожарной службы МЧС России);  
ведущий научный сотрудник Института высокотемпературной электрохимии УрО РАН д-р хим. наук Л. А. Елшина

Научный редактор доц., канд. хим. наук С. Д. Ващенко

**Химия** : учебно-методическое пособие / сост. Е. В. Никитина, Е. А. Никоненко, Д. А. Медведев, С. А. Евтюхов. — Екатеринбург : УрФУ, 2015. — 220 с.

ISBN 978-5-321-02442-3

Данная работа включает краткий теоретический материал и задания по основным разделам курса. Приведены необходимые данные и таблицы, рекомендована литература для самостоятельной работы. Предназначена для студентов I курса механических специальностей всех институтов всех форм обучения.

Библиогр.: 12 назв. Табл. 8. Прил. 1.

УДК 54(078.8)  
ББК 24я73

ISBN 978-5-321-02442-3

© Уральский федеральный  
университет, 2015  
© Никитина Е. В., Никоненко Е. А.,  
Медведев Д. А., Евтюхов С. А., 2015

---

## Введение

---

В ходе обучения химическим и технологическим дисциплинам в высшем учебном заведении необходимо у студентов развить творческое и практическое мышление, научить пользоваться сведениями из научной литературы и рассуждать о причинах, заставляющих вещества взаимодействовать между собой, самостоятельно планировать химический эксперимент, использовать понятия общей химии (химическая термодинамика, кинетика, строение вещества, периодичность) для анализа возможности и направления течения процесса.

Проблема обучения студентов химии в настоящее время заключается прежде всего в том, что обязательным вступительным испытанием в школе является ЕГЭ по физике и математике. Поскольку нет необходимости сдавать ЕГЭ по химии (меньше 10% поступивших в 2014 году абитуриентов сдавали его), то знания студентов по данной дисциплине оставляют желать лучшего. Педагоги оказываются в сложной ситуации: перед ними взрослые обучаемые люди с высоким интеллектом, не имеющие понятия о химии.

Несомненными достоинствами таких абитуриентов являются знание физики и математики, информационных технологий, достаточная зрелость мышления, стремление стать специалистами в востребованной области, иметь возможность продолжить при желании образование в любом университете мира.

Система заданий, составленных с учетом специфики образования студентов, позволяет достичь положительных результатов. Большое внимание уделяется самостоятельной работе студентов и прежде всего — решению задач различной направленности.

В ходе обучения студентов используется их высокая образованность в области точных наук — умение оформлять решение задачи,

выводить итоговую формулу, вычислять размерность, анализировать физический и химический смысл полученных результатов и так далее.

Несомненное достоинство — возможность недостающую информацию находить в учебной литературе, умение делать презентации. Большой плюс также — способность к обобщению и сопоставлению химических проблем с проблемами других наук, как естественных, так и гуманитарных (способность к сравнению, выделению существенных признаков, систематизация и классификация, формулировка понятия или закона, диапазон применимости закона или теории).

При выборе задач и их составлении преподаватели исходят из того, что проблема, поставленная перед студентом, должна быть для него значимой, то есть связанной с его будущей деятельностью по специальности. В ходе семинарских занятий и на индивидуальных консультациях преподаватель объясняет студентам, где подобного рода проблемы будут сопровождать их в будущей работе. Задачи рассчитаны на разный уровень подготовки и способности студентов. Подбор заданий осуществляется дифференцированно. Особо сложные задания (уровня региональных и российских олимпиад) эффективно выполняются небольшими группами. При этом групповая работа способствует разностороннему изучению вопроса, формированию научного склада ума. В выдаваемых материалах отсутствуют ответы, чтобы изменить отношение студентов к процессу решения. Повышению познавательной активности студентов способствует также выдача заданий раньше обсуждения данной темы на лекционных и семинарских занятиях.

Для лучшего усвоения материала проводятся лабораторные работы и демонстрация эксперимента на лекциях до изучения теоретического материала, поскольку необходимость получения новых знаний для понимания и объяснения запомнившихся опытов способствует более глубокому изучению учебного материала.

Основные идеи развивающего творческое практическое мышление комплекса:

- решение задач, приближенных по содержанию к производственным проблемам; подбор задач, которые решаются с помощью систем уравнений, задач с параметрами, задач с избыточными и, наоборот, с недостающими данными;
- алгоритмизация записи основных видов химических процессов, позволяющая рассматривать их пошагово;

- использование метода электронно-ионного баланса для записи уравнений окислительно-восстановительных реакций, как более удобного для студентов, владеющих прежде всего знаниями по физике и математике; сопоставление уравнений химических реакций с математическими уравнениями.

Контроль за самостоятельной работой студентов, исходная, промежуточная и итоговая аттестации осуществляются в течение одного или двух семестров в ходе изучения дисциплин «Химия», «Общая и неорганическая химия» и «Химия металлов».

Прием студентов на ряд специальностей без сдачи ЕГЭ по химии требует корректировки учебного процесса.

Самостоятельная учебная работа является одним из наиболее эффективных средств развития потребности к будущему самообразованию. Внеаудиторная работа включает в себя разные формы учебной деятельности — выполнение домашних заданий, оформление отчетов по лабораторным работам, подготовка к практическим занятиям, изучение основного и дополнительного материала по учебникам и пособиям. Эффективность внеаудиторной работы определяется прежде всего объемом и качеством приобретенных знаний и формированием навыков познавательной деятельности.

Развитие практического мышления в процессе обучения инженеров-механиков осуществляется в процессе химического эксперимента, моделирования химических объектов, конструирования химических приборов, аппаратов.

Для достижения поставленных целей задания сформулированы на выполнение мыслительных действий, на развитие творческого мышления, на исправление алгоритма записи химического процесса с учетом различной подготовленности студентов.

Наиболее распространенный вид самостоятельной работы — решение задач расчетного характера. В процессе обучения химии они выполняют следующие функции: способствуют закреплению и совершенствованию представлений о химических понятиях, законах и теориях, формируют рациональные приемы мышления, прививают навыки самоконтроля, способствуют практическому применению теоретических знаний, позволяют осознать роль химии в развитии различных областей науки.

Внеаудиторная индивидуальная работа позволяет самостоятельно получать и использовать новые знания, выбрать необходимый оптимальный темп выполнения заданий, формирует ответственное отношение к результатам выполнения заданий и их оформлению.

Общеобразовательные прикладные знания, предназначенные для расширения эрудиции студентов в процессе самостоятельной работы, группируются по таким направлениям: энергетика и химические производства, применение принципов и закономерностей химии в различных отраслях экономики, повсеместное использование продуктов химической промышленности, химические знания, необходимые при решении экологических проблем.

Еще одной формой самостоятельной учебной деятельности может стать курсовая работа, которая решает комплекс взаимосвязанных задач обучения. Темы курсовых работ имеют обязательно междисциплинарный характер.

Основная цель и итог внеаудиторной работы — воспитание активной самостоятельной личности и формирование мышления химической направленности.

---

# 1. Предмет «Химия» в системе высшего образования.

## Классы химических соединений

---

**О**бщая химия является системой химических знаний, состоящей из следующих учений: о строении вещества, о периодическом изменении свойств элементов и их соединений, скорости химического процесса и его направлении.

Химия — это наука о веществах и их превращениях.

Например, важнейший конструкционный материал — сталь — получается из железной руды путем сложных химических процессов.

Нас окружают материальные объекты. Термином **материал** можно охарактеризовать любой вид вещества как однородного (однородного), так и гетерогенного (неоднородного). Любая материальная система описывается на основе представления о фазах, образующих данную систему.

**Фаза** — гомогенная часть системы, отделенная от других частей физическими границами. Например, система из трех фаз в сосуде со льдом и водой, смесь мелких зерен железа и графита — сталь.

**Вещество** — гомогенный материал, имеющий определенный химический состав, **раствор** — гомогенный материал, не имеющий определенного состава.

Вещества подразделяют на **элементарные (простые вещества)** и **сложные (соединения)**. Вещество, которое можно разложить на два или несколько других веществ, называют **соединением**, а вещество, которое разложить нельзя, называют элементарным веществом — **элементом**.

Например, поваренную соль можно разложить с помощью электрического тока на два вещества, следовательно, соль — соединение. Натрий, хлор, водород, кислород — элементарные вещества. В насто-



ящее время известно 107 элементов, из них 21 были получены искусственно (технеций, прометий, астат и др.)

**Элемент** — совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

**Молекула** — группа взаимосвязанных атомов.

**Число Авогадро ( $6,02 \cdot 10^{23}$ )** — число частиц, имеющих собственное тепловое движение в объеме  $22,4 \text{ м}^3$ . **Моль** — количество вещества, в котором число молекул равно числу Авогадро.

Свойства веществ — это их характерные качества. Физические свойства веществ можно наблюдать, не превращая вещество в какое-либо другое. Химические свойства веществ характеризуют способность данного вещества участвовать в химических реакциях. Химические реакции — процессы превращения одних веществ в другие.

### **Основные законы химии**

*Закон Лавуазье* — масса продуктов равна массе реагентов.

*Закон Пруста* (закон постоянства состава) — всякое индивидуальное вещество имеет всегда один и тот же количественный состав независимо от способа его получения.

*Закон Менделеева* — свойства элементов и их химических соединений периодически зависят от величины атомного веса (заряда ядра — в современной формулировке).

**Типы химических реакций** — реакции, протекающие без изменения степени окисления (соединения, разложения, замещения, обмена), и реакции с изменением степени окисления элементов (окислительно-восстановительные).

Вещества можно классифицировать по составу и функциональным свойствам.

## 1.1. Классы химических соединений

**Оксиды** — сложные химические соединения, состоящие из элемента и кислорода. Разделяются на солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие оксиды по химическим свойствам делят на основные, кислотные и амфотерные. **Амфотерность** — способность некоторых химических соединений в зависимости от условий проявлять либо основные, либо кислотные свойства.

Оксиды взаимодействуют с водой, с веществами противоположной химической природы.

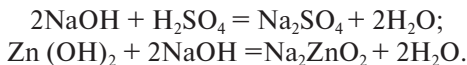
**Гидроксиды** — основные, кислотные, амфотерные химические соединения.

**Кислота** — сложное химическое соединение, состоящее из ионов водорода и кислотного остатка. По количеству ионов водорода различают одно-, двух- и трехосновные кислоты.

**Основание** — сложное химическое вещество, состоящее из иона металла и одной или нескольких гидроксогрупп (многокислотные основания).

Свойства гидроксидов определяются химическими реакциями с веществами противоположной химической природы. Кислоты взаимодействуют с соединениями основного и амфотерного характера, основания — с соединениями кислотного и амфотерного характера. Амфотерные растворяются как под действием кислот, так и под действием щелочей.

**Соль** — продукт замещения ионов водорода в кислоте на металл или гидроксогрупп в основании на кислотный остаток. При взаимодействии основания и кислоты (реакция нейтрализации) образуются соль и вода. Примеры:



**Средние соли** — продукт полного замещения ионов водорода в кислоте на ион металла или гидроксид-иона в основании на кислотный остаток.

Когда для нейтрализации кислоты используют недостаточное количество основания, часть ионов водорода остается незамещенной на ионы металла. Образующиеся при этом соли называются *кислыми*. При действии кислоты с избытком основания образуются *основные соли*.

Способы получения кислых солей — средняя соль взаимодействует с кислотой, кислотный оксид взаимодействует с недостатком основания, основной оксид взаимодействует с избытком кислоты.

Способы получения основных солей — средняя соль взаимодействует с недостатком щелочи, основание взаимодействует с недостатком кислоты или кислотным оксидом.

## Задания к теме 1. Классы неорганических соединений

### Задачи на выявление неизвестного соединения

1. При нагревании 2,9 г нитрата щелочного металла образовалось 2,44 г нитрита металла. Написать формулу полученного соединения.
2. К раствору, в котором находилось 8,2 г нитрата щелочно-земельного элемента, добавили избыток гидроксида натрия, в результате чего образовался осадок массой 3,7 г. Написать формулу осадка.
3. При взаимодействии двухвалентного металла массой 2,8 г с избытком соляной кислоты выделилось 1,12 л (н.у.) газа. Определите неизвестный металл.
4. Разложение 2,06 г гидроксида трехвалентного металла приводит к образованию 1,52 г его оксида. Написать формулу оксида.
5. При разложении 21 г карбоната двухвалентного металла выделилось 5,6 л углекислого газа (н.у.). Установите формулу соли.
6. При сгорании металла массой 3 г образуется его оксид массой 5,67 г. Что это за металл, если степень его окисления в соединениях равна +3?
7. При взаимодействии соли  $\text{Na}_2\text{MO}_3$  (М — неизвестный элемент) массой 2,84 г с избытком раствора гидроксида бария образовался осадок массой 4,96 г. Установите формулу осадка.
8. При взаимодействии раствора, содержащего 3,31 г бромида щелочного элемента, с раствором нитрата серебра образовалось 3,76 г осадка. Определите неизвестный щелочной металл.
9. Гидроксид железа массой 13,5 г обработали раствором соляной кислоты, при этом образовалось 19,05 г соответствующего хлорида. Определите степень окисления железа в соединениях.
10. Кислая соль фосфата натрия массой 1,42 г при взаимодействии с гидроксидом бария образует осадок фосфата бария массой 3,005 г. Какое соединение (гидрофосфат или дигидрофосфат натрия) вступило во взаимодействие?
11. Определите количество воды в кристаллогидрате сульфата натрия, если при разложении 1,34 г этого соединения происходит выделение 0,63 г воды.

12. При разложении нитрата железа массой 7,2 г образовался оксид железа массой 3,2 г. Определите степень окисления железа в нитрате, если при разложении нитрата железа (II) или (III) образуется один и тот же оксид железа (III).
13. Хлорид двухвалентного металла массой 7,6 г перевели в осадок с помощью сульфита калия. Установите формулу осадка, если его масса составила 8,32 г.
14. При разложении 1,917 г соли, содержащей калий, хлор и кислород, получили твердый остаток массой 1,341 г. Определите массовую долю хлора в начальном соединении.
15. Сульфид двухвалентного металла массой 29,9 г обработали раствором соляной кислоты, при этом образовалось 5,6 л (н. у.) газа. Установите, какой хлорид образовался в ходе реакции.
16. К раствору, содержащему 22,19 г хлорида трехвалентного элемента, добавили избыток раствора сульфида натрия. В ходе необратимого гидролиза образовалось 14,42 г нерастворимого соединения. Определите массовую долю металла в этом веществе.
17. При взаимодействии 0,75 г щелочного металла с гидроксидом алюминия образовалась комплексная соль тетрагидроксоалюмината массой 1,14 г. Установите формулу неизвестного гидроксида.
18. При разложении гидроксида трехвалентного лантаноида массой 41,6 г образовался оксид лантаноида (III) массой 18,1 г. Напишите название неизвестного лантаноида.
19. При взаимодействии 23,24 г галогенида калия с избытком нитрата серебра образовалось 32,9 г осадка. Установите формулу неизвестной соли калия.
20. Сливание раствора, содержащего 4,005 г хлорида трехвалентного металла, с раствором фосфата калия приводит к образованию 2,71 г осадка. Установите формулу осажденного вещества.
- 1.\* Оксид металла массой 5,72 г внесли в раствор азотной кислоты, при этом образовался нитрат массой 15 г. Установите формулу исходного оксида, если в процессе окислительно-восстановительной реакции произошло окисление металла, но его степень окисления в нитрате не превышает +3.

---

\* Задачи повышенной сложности.

- 2.\* При полном разложении нитрата щелочного металла масса выделившегося кислорода составила 8,2 % от исходной массы нитрата. Установите формулу нитрата.

### **Задачи на смеси металлов, оксидов, гидроксидов и солей**

1. К раствору, содержащему 5 г нитратов бария и свинца, прилили избыток сульфата натрия. При этом выпало 4,6 г осадка. Вычислите, во сколько раз количество моль нитрата бария было больше количества моль нитрата свинца в исходном растворе.
2. Порошок массой 12 г, состоящий из смеси алюминия и магния, растворили в соляной кислоте. При этом выделилось 13,888 л (н.у.) водорода. Вычислите массовую долю алюминия в начальной смеси.
3. Сплав цинка и магния массой 5 г растворили в соляной кислоте. При этом выделилось 3,36 л (н.у.) водорода. Сколько соляной кислоты (в г) вступило в реакцию?
4. Смесь сульфида железа (II) и пирита массой 20,8 г подвергли обжигу, при этом выделилось 6,72 л газообразного продукта (н.у.). Определите массу твердого остатка, образовавшегося при обжиге.
5. Для растворения 1,056 г твердой смеси оксида кальция и карбоната кальция с образованием хлоридов требуется 10 мл 2,2 М раствора хлороводородной кислоты. Рассчитайте массовую долю оксида кальция в начальной смеси.
6. Смесь перманганата натрия и карбоната кальция массой 11,32 г растворили в избытке соляной кислоты, при этом выделилось 3,36 л (н.у.) газообразных веществ. Определите массовую долю карбоната кальция.
7. При длительном прокаливании на воздухе смеси меди и нитрата меди масса полученной смеси не изменилась. Определите массовую долю меди в исходной смеси.
8. Смесь гидрида и фосфида щелочного металла массой 5,24 г растворили в воде, при этом выделилось 1,12 л (н.у.) смеси газов с относительной плотностью по воздуху 0,731. Определите формулы исходных компонентов.
9. При обработке водой 11,6 г смеси фосфида алюминия и сульфида другого элемента III группы с равными массовыми долями об-

- разовался осадок массой 7,8 г и выделилось 5,43 л газовой смеси (н. у.) с плотностью по гелию 8,5. Установите, какой элемент входит в состав сульфида.
10. Какой объем оксида углерода (IV) и метана (н. у.), в котором массовая доля последнего газа равна 15 %, нужно пропустить через 120 г 13 % раствора гидроксида натрия, чтобы массовые доли кислой соли и средней соли были равны?
  11. Какую массу технического оксида фосфора (V) с 3 мас. % примесей нужно добавить к 60 г 10 % раствора гидроксида калия, чтобы массовые доли кислых солей в растворе были равны?
  12. К смеси 9,68 г сульфатов алюминия и натрия прилили избыток раствора нитрата бария, после чего наблюдали образование осадка массой 18,64 г. Вычислите массовую долю алюминия в начальной смеси.
  13. В атмосфере хлора сожгли 1,76 г смеси медных и железных опилок, в результате чего получилось 4,6 г смеси хлоридов металлов. Найдите объем хлора (при н. у.), вступившего во взаимодействие с металлами.
  14. При взаимодействии 20 г сплава цинка и магния с разбавленным раствором серной кислоты образовалось 69 г сульфатов. Определите состав сплава в массовых долях в случае выделения в качестве продукта реакции а) водорода, б) элементарной серы.
  15. Определите массовую долю карбоната кальция в смеси с карбонатом магния, если ее прокалка при 1100 °С приводит к образованию остатка с массой вдвое меньше, чем масса смеси карбонатов.
  16. К раствору, содержащему 4,52 г хлоридов железа (II) и (III), добавили избыток раствора карбоната калия, при этом выпало 3,3 г осадка. Установите массовую долю карбоната железа (II) в осадке, если при взаимодействии  $\text{Fe}^{3+}$  с карбонат-ионами происходит необратимый гидролиз.
  17. Смесь карбида и нитрида кальция растворили в воде, при этом выделилась смесь газов в 9,4 раза тяжелее водорода. Определите массовую долю карбида в исходной смеси.
  18. На смесь, состоящую из карбида кальция и карбоната кальция, подействовали избытком соляной кислоты, в результате чего были получены смесь газов с плотностью по воздуху 1,27 и раствор, при выпаривании которого образовался твердый остаток

массой 55,5 г. Определите массу исходной смеси и массовые доли веществ в ней.

19. При прокаливании смеси нитратов железа (II) и ртути (II) образовалась газовая смесь, которая на 10 % тяжелее аргона. Во сколько раз уменьшилась масса твердой смеси после прокаливании?
20. После прокаливании карбонатов магния и кальция масса выделившегося газа оказалась равной массе твердого остатка. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

**Задачи повышенной сложности  
на смеси металлов, оксидов, гидроксидов и солей**

- 1.\* При взаимодействии 69,8 г смеси карбоната и гидрокарбоната щелочного металла с соляной кислотой выделяется 30,8 г газа. Определите массовую долю кислой соли в исходной смеси.
- 2.\* При взаимодействии с водой 1,40 г смеси щелочного металла и его оксида образовалось 1,79 г щелочи. Определите массовый состав исходной смеси.
- 3.\* При прокаливании 8,24 г смеси нитрата натрия и нитрата трехвалентного элемента (в ряду напряжений стоит между магнием и медью) образовалось 2,128 л (н. у.) смеси газов. При пропускании газовой смеси через раствор гидроксида натрия объем газов уменьшился до 784 мл. Определите массовую долю нитрата неизвестного металла в начальной смеси.
- 4.\* При прокаливании смеси  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  с  $\text{Me}(\text{NO}_3)_2$  (в ряду напряжений металл стоит между магнием и медью) массой 35 г образовалось 11,424 л (н. у.) смеси газов. При пропускании газов через раствор гидроксида натрия объем газов уменьшился до 784 мл. Определите массовую долю нитрата неизвестного металла в начальной смеси и назовите этот нитрат.
- 5.\* Смесь оксида железа (III) и оксида трехвалентного 3-d элемента массой 9,2 г восстановили в атмосфере водорода, при этом образовалось 6,32 г твердого остатка. Предложите возможные варианты неизвестного оксида.
- 6.\* Из оксида двухвалентного металла массой 29,16 г получили бромид этого же металла. Определите неизвестный бромид, если его масса численно равна молярной массе исходного оксида.

- 7.\* Карбонат двухвалентного металла массой 446,4 г прокалили. При этом выделился газ объемом (в литрах, н. у.), численно равным молярной массе неизвестного карбоната. Установите формулу полученного при прокалке вещества.
- 8.\*\* При прокаливании 100 г смеси, содержащей сульфиты магния, кальция, стронция и бария, образовалось 40 г смеси оксидов. Определите максимально возможную массовую долю оксида магния в прокаленном остатке.
- 9.\*\* В 40 %-ный раствор серной кислоты внесли стружки магния, при этом массовая доля серной кислоты снизилась до 5 %. После этого в раствор вновь внесли стружки магния, при этом массовая доля кислоты снизилась до 1 %. Определите массовую долю соли в конечном растворе, если в процессе первого добавления магния наблюдалось выделение оксида серы (IV), а при втором — сероводорода.
- 10.\*\* При прокаливании гидроксидов кальция и бария масса смеси уменьшается на столько же, на сколько увеличивается масса осадка, полученного при добавлении к исходной смеси раствора карбоната натрия. Определите массовую долю карбоната кальция в осадке.



---

## 2. Периодическая система и строение атома

---

### 2.1. Строение атома

---

**С**войства элементов, а также образуемых ими простых и сложных тел, находятся в периодической зависимости от зарядов ядер элементов.

Атом представляет собой сложную систему из отрицательно заряженных электронов и положительно заряженного ядра. Масса атома — это атомная масса (г/моль), деленная на число Авогадро.

Электрон не имеет точной локализации в пространстве. Принцип неопределенности Гейзенберга гласит: «Точное определение координат частицы и ее количества движения в данный момент времени невозможно». Введено понятие вероятности нахождения электрона в данном объеме пространства. Электрон рассматривается в виде области неравномерной плотности. **Орбиталь** — область пространства, в которой наиболее вероятно пребывание электрона. Различают  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$ -орбитали, различающиеся по форме и энергии.

Электрон стремится перейти в состояние, которому соответствует наименьшая энергия. Принцип Паули — это закон распределения электронов по возможным энергетическим состояниям: в атоме не может быть двух электронов, у которых одинаковы все квантовые числа, то есть в каждом энергетическом состоянии может находиться только один электрон.

Энергетическое состояние электронов в атоме характеризуют квантовые числа  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ,  $m_s$ .

**Главное квантовое число** —  $n$ , характеризует энергетическое состояние электрона в зависимости от расстояния между электроном и ядром, численно равно количеству слоев.  $n = 1, 2, 3, 4 \dots$

**Побочное** (орбитальное) число —  $m_l$ , характеризует энергетическое состояние электрона  $e$  в зависимости от формы электронного облака.  $l = 0(s), 1(p), 2(d), 3(f)$ .  $l$  принимает значения от 0 до  $n-1$ .

**Магнитное** квантовое число —  $m_l$ , характеризует энергетическое состояние электрона в зависимости от ориентации электрона в электромагнитном поле.  $m_l = \pm 1$ , т. е.  $m_l$  принимает значения  $-1, 0, +1$ . Число значений  $m_l = 2l + 1$ .

**Спиновое** квантовое число характеризует энергетическое состояние в зависимости от собственного вращения  $m_s = \pm 1/2$ .

Чем меньше величина квантового числа, тем меньше энергия состояния электрона. Орбитали — энергетические подуровни. Число подуровней в слое равно номеру слоя. Максимальное количество электронов в слое определяется по формуле  $N_{\text{эл}} = 2n^2$  (2, 8, 18, 32), на орбитали —  $2(2l + 1)$ , т. е.  $s^2 p^6 d^{10} f^{14}$ .

Общее число электронов в атоме равно порядковому номеру элемента. Число электронных слоев равно номеру периода.

**Правило Клечковского** определяет порядок заполнения подуровней электронами.

Каждый новый электрон, заполняя подуровень, располагается в состоянии, где его энергия является наименьшей, то есть наименьшей окажется сумма главного и орбитального квантовых чисел. Если для двух подуровней сумма одинакова, то электрон заполняет состояние с наименьшим значением  $n$  (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f).

При образовании ионов (положительно заряженных частиц) электроны уходят с внешнего энергетического уровня. Провал (проскок) электронов отмечается у следующих атомов: Cu, Ag, Au, Cr, Mo, Ru, Rh, Pd, Nb, Pt.

**Правило Гунда** — в пределах данного подуровня электроны располагаются таким образом, чтобы подуровень был занят максимально возможным числом неспаренных электронов.

## 2.2. Периодическая система Д. И. Менделеева

Элементы в Периодической системе Д. И. Менделеева располагаются в 7 периодах и 8 группах. Каждый новый период начинается атомом, у которого появляется новый электрон в новом квантовом слое. Заканчиваются периоды атомами, в наружном слое которых содержится по 8 (2) электронов, то есть благородными газами.

Каждая группа состоит из двух подгрупп (главной и побочной), в которых находятся электронные и соответственно химические аналоги.

Периодичность накопления электронов вокруг ядра влечет за собой периодичность в изменении свойств элементов. Периодически изменяются валентность, радиусы атомов и ионов, окислительно-восстановительные свойства, потенциалы ионизации, сродство к электрону, температуры плавления и кипения.

## 2.3. Изменение радиусов атомов в Периодической системе

В периоде слева направо радиусы атомов уменьшаются, так как при одном и том же числе электронных слоев количество электронов и заряд ядра увеличиваются, т. е. притяжение электронов усиливается и атом сжимается.

В главной подгруппе сверху вниз радиусы атомов увеличиваются, так как возрастает число электронных слоев. При этом восстановительные свойства элементов главных подгрупп увеличиваются, а побочных — уменьшаются (кроме металлов III, IV групп). Из двух факторов, влияющих на восстановительные свойства — радиус атома и заряд его ядра, в главных подгруппах преобладают радиусы атомов, а для побочных групп — заряды атомов.

В Периодической системе наблюдаются две общие тенденции — изменение электроотрицательности в периодах и группах (с увеличением радиуса) и «диагональное сродство» — очень часто близкие по своей химической природе элементы располагаются по диагонали.

### **Правила Фаянса**

1. Возникновение ковалентной связи становится весьма вероятным, если число электронов, отдаваемых атомом, достаточно велико. Простые ионы с высоким зарядом практически не существуют.

2. Образованию ионных связей благоприятствуют большие размеры катиона и малые размеры аниона.

Радиус нейтрального атома больше радиуса положительного иона и меньше радиуса отрицательного иона. Максимальные радиусы характерны для щелочных металлов, в периодах радиусы уменьшаются.

**Энергия ионизации** — это энергия, которую необходимо затратить, чтобы удалить электрон с нормального уровня на бесконечно далекий.

**Ионизационный потенциал** — напряжение, которое нужно приложить для удаления электрона от атома в бесконечность. В периодах слева направо ионизационные потенциалы возрастают, ионизационные потенциалы тем меньше, чем больше радиус нейтрального атома.

**Сродство к электрону** — это количество теплоты, выделяющееся при присоединении электронов. Чем меньше радиус атома, тем легче он может принимать электрон.

В периодах восстановительные свойства уменьшаются. В подгруппах аналогов восстановительные свойства атомов растут с ростом радиуса и уменьшением ионизационного потенциала.

Поляризующее действие ионов — способность частицы своим электрическим полем деформировать электронные оболочки соседних атомов или ионов. Чем меньше радиус и больше заряд, тем больше поляризующее действие.

Чем больше поляризующее действие катиона, тем сильнее он притягивает гидроксильные группы, тем слабее электролит (основание). Чем больше поляризующее действие аниона, тем сильнее он притягивает ионы водорода и тем слабее кислота.

## Задания к теме 2. Строение атома

1. Укажите положение в Периодической системе Д. И. Менделеева (номер периода, номер группы, главная или побочная подгруппа) атомов с зарядом ядра:

1.1. 12, 44	1.11. 21, 52	1.21. 14, 45
1.2. 20, 49	1.12. 31, 79	1.22. 22, 82
1.3. 30, 14	1.13. 39, 77	1.23. 32, 29
1.4. 38, 53	1.14. 49, 7	1.24. 40, 27
1.5. 48, 86	1.15. 57, 16	1.25. 41, 81
1.6. 56, 79	1.16. 81, 12	1.26. 8, 84
1.7. 80, 36	1.17. 25, 29	1.27. 16, 48
1.8. 88, 25	1.18. 35, 47	1.28. 84, 17
1.9. 15, 9	1.19. 28, 79	1.29. 74, 24
1.10. 13, 51	1.20. 75, 6	1.30. 42, 53

2. Используя правило Клечковского, рассчитайте, какой подуровень раньше заполняется электронами

2.1. $1s$ или $2s$	2.11. $5s$ или $5p$	2.21. $4p$ или $4d$
2.2. $2s$ или $2p$	2.12. $5p$ или $4d$	2.22. $4d$ или $5s$
2.3. $2p$ или $3p$	2.13. $5d$ или $4f$	2.23. $5s$ или $4p$
2.4. $3s$ или $2p$	2.14. $5f$ или $6p$	2.24. $5s$ или $4f$
2.5. $3p$ или $3d$	2.15. $6s$ или $5d$	2.25. $5s$ или $5p$
2.6. $3d$ или $4s$	2.16. $2p$ или $3s$	2.26. $5p$ или $6s$
2.7. $4s$ или $4p$	2.17. $3s$ или $3p$	2.27. $5p$ или $5d$
2.8. $4p$ или $4d$	2.18. $3p$ или $3d$	2.28. $5d$ или $6s$
2.9. $4d$ или $5s$	2.19. $3d$ или $4s$	2.29. $6d$ или $4f$
2.10. $4f$ или $5s$	2.20. $4s$ или $4p$	2.30. $6s$ или $5d$

3. По распределению валентных электронов определите, какой это элемент, укажите его символ и напишите полную электронную формулу:

3.1. $6s^26p^4$	3.11. $5d^46s^2$	3.21. $5d^16s^2$
3.2. $3s^23p^3$	3.12. $6s^26p^1$	3.22. $4s^24p^3$
3.3. $4s^24p^4$	3.13. $5d^36s^2$	3.23. $3s^23p^2$
3.4. $3d^94s^2$	3.14. $4s^24p^5$	3.24. $5d^26s^2$
3.5. $3d^24s^2$	3.15. $4s^24p^3$	3.25. $4d^55s^2$
3.6. $3s^23p^6$	3.16. $3d^34s^2$	3.26. $3d^74s^2$
3.7. $5s^25p^2$	3.17. $3d^54s^2$	3.27. $4s^24p^3$
3.8. $5d^56s^2$	3.18. $3d^64s^2$	3.28. $3d^84s^2$
3.9. $5d^66s^2$	3.19. $4d^15s^2$	3.29. $5d^76s^2$
3.10. $5d^26s^2$	3.20. $4d^25s^2$	3.30. $4d^45s^2$

4. Напишите полные электронные формулы атомов с зарядом ядра:

4.1. 33	4.7. 47	4.13. 75	4.19. 28	4.25. 49
4.2. 51	4.8. 37	4.14. 85	4.20. 30	4.26. 50
4.3. 73	4.9. 25	4.15. 80	4.21. 74	4.27. 51
4.4. 83	4.10. 35	4.16. 79	4.22. 64	4.28. 52
4.5. 53	4.11. 43	4.17. 26	4.23. 48	4.29. 55
4.6. 76	4.12. 53	4.18. 22	4.24. 77	4.30. 57

5. Напишите полные электронные формулы ионов (верхний индекс обозначает заряд иона):

5.1. $\text{Fe}^{2+}$	5.7. $\text{Sn}^{4+}$	5.13. $\text{Cd}^{2+}$	5.19. $\text{Br}^-$	5.25. $\text{Pb}^{2+}$
5.2. $\text{Ni}^{2+}$	5.8. $\text{I}^-$	5.14. $\text{La}^{3+}$	5.20. $\text{Zr}^{2+}$	5.26. $\text{Tl}^{1+}$
5.3. $\text{Mn}^{2+}$	5.9. $\text{S}^{2-}$	5.15. $\text{Pt}^{2+}$	5.21. $\text{V}^{2+}$	5.27. $\text{Ba}^{2+}$
5.4. $\text{Re}^{2+}$	5.10. $\text{Te}^{2-}$	5.16. $\text{Cu}^{2+}$	5.22. $\text{In}^{3+}$	5.28. $\text{Mn}^{4+}$
5.5. $\text{W}^{3+}$	5.11. $\text{Cr}^{3+}$	5.17. $\text{Au}^{3+}$	5.23. $\text{Co}^{2+}$	5.29. $\text{Fe}^{3+}$
5.6. $\text{Bi}^{3+}$	5.12. $\text{Sb}^{3+}$	5.18. $\text{Hg}^{2+}$	5.24. $\text{Se}^{2-}$	5.30. $\text{Fr}^{1+}$

---

### 3. Химическая термодинамика

---

**П**рохождение химических реакций связано с изменением состояния электронов в молекулах реагирующих веществ. При этом происходит изменение внутренней энергии системы.

**Внутренняя энергия** — это общий запас энергии в системе. В него входят кинетическая энергия частиц, атомов, электронов, внутриядерные взаимодействия; потенциальная энергия, связанная с взаимным притяжением и отталкиванием частиц.

**Система** — совокупность тел, находящихся при одинаковых внешних условиях (давление, температура, свет, радиационный фон, гравитационное и электромагнитное поля).

Теплота, подведенная к системе, затрачивается на изменение внутренней энергии и на работу против внешнего воздействия  $Q = \Delta U + A$ . При постоянном объеме работа равна нулю и теплота расходуется на изменение внутренней энергии, а при постоянном давлении

$$\begin{aligned} Q_p &= \Delta U + p\Delta V = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1) = \\ &= (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) = H_2 - H_1 = \Delta H \end{aligned}$$

теплота расходуется на изменение энергосодержания системы.

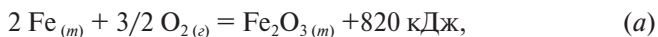
**Энтальпия (H)** — термодинамическая характеристика процесса, протекающего при постоянном давлении. Изменение энтальпии равно тепловому эффекту реакции, взятому с обратным знаком ( $Q = -\Delta H_{\text{х.р.}}^0$ ). Энтальпия образования простого вещества принята равной нулю. Единицы измерения — кДж/моль. Стандартная энтальпия образования сложного вещества — это энергетический эффект при образовании 1 моля сложного вещества из простых ( $\Delta H_{\text{обр.}, \text{с.}}^0$ , кДж/моль).

Изменение энтальпии в ходе химической реакции равно сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ (следствие из закона Гесса).

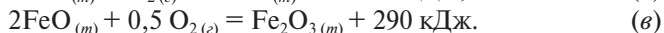
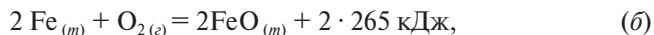
**Тепловой эффект химической реакции** — это теплота, которая выделяется или поглощается в результате взаимодействия веществ в количествах, указанных в уравнении реакции. Уравнения, в которых указываются агрегатные состояния реагирующих веществ и тепловые эффекты, называются **термохимическими**. Экзотермические реакции протекают с выделением теплоты ( $\Delta H^0_{\text{х.р}} < 0$ ), а эндотермические реакции — с поглощением теплоты из окружающей среды ( $\Delta H^0_{\text{х.р}} > 0$ ).

**Закон Гесса:** Тепловой эффект реакции не зависит от пути реакции и определяется только природой и состоянием исходных веществ и продуктов реакции. Тепловой эффект химической реакции зависит от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.

Железо, реагируя с кислородом, может сразу образовать высший оксид.

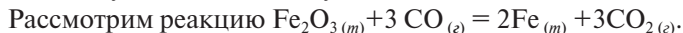


эта же реакция может протекать в две стадии



Тепловой эффект реакции (a) должен быть равен сумме тепловых эффектов реакций (б) и (в) ( $Q = -\Delta H^0_{\text{х.р}}$ ).

При помощи закона Гесса можно вычислить теплоту реакции без ее непосредственного измерения. Для любой реакции энтальпия химической реакции равна разности между суммой величин для продуктов реакции и суммой соответствующих величин для исходных веществ.



Для компонентов этой реакции табличные значения энтальпий образования равны: для оксида железа —  $-822,16 \text{ кДж/моль}$ , для оксида углерода —  $-110,53$ , для диоксида углерода —  $-393,51$ . Для металлического железа —  $0$  по определению.

При стандартной температуре  $\Delta H = 3(-393,51) - (-822,16) - 3(-110,53) = -26,78 \text{ кДж}$ .

Односторонность протекания процессов в природе и второй закон термодинамики являются следствиями молекулярной природы веществ.



Все механические процессы полностью обратимы, то есть могут быть проведены как в прямом, так и в обратном направлении через одни и те же промежуточные состояния. Каждое состояние может быть охарактеризовано определенной вероятностью. Однако в реальности все процессы самопроизвольно протекают только в одном направлении.

Вероятность сложного события, которое состоит из ряда независимых одновременных событий, равна произведению вероятности последних. Равновесию отвечает наибольшая вероятность.

Термодинамическая вероятность равна числу способов, которыми может быть осуществлено данное состояние. В термохимии используется функция вероятности, которая связана с тепловыми характеристиками, названная энтропией  $S = k \cdot \ln (w_1 w_2) = S_1 + S_2$ . **Энтропия ( $S$ )** — характеризует вероятность существования системы в данном состоянии. Энтропия образования простого вещества не равна нулю. Единицы измерения — Дж/(моль К).

**Энтропия** — это функция состояния, приращение которой при обратимых процессах равно приведенному теплу, энтропия замкнутой системы стремится к максимуму.  $\Delta S = \Delta Q/T$  (второй закон термодинамики).

Изменение энтропии в результате химической реакции равно сумме энтропий продуктов реакции за вычетом суммы энтропий исходных веществ.

При приближении температуры к абсолютному нулю энтропия простых кристаллических тел также стремится к нулю. Энтропия возрастает при переходе вещества из кристаллического состояния в жидкое и из жидкого в газообразное, при растворении кристаллов, расширении газов, при химических взаимодействиях, приводящих к увеличению числа частиц, особенно в газообразном состоянии.

Все процессы, в результате которых упорядоченность системы возрастает, сопровождаются уменьшением энтропии.

Направление, в котором самопроизвольно протекает химическая реакция, определяется совместным действием двух факторов:

- тенденцией к переходу системы в состояние с наименьшей внутренней энергией (при постоянном давлении — с наименьшей энтальпией);
- тенденцией к достижению более вероятного состояния, которое может быть реализовано наибольшим числом равновероятных способов-микросостояний.

Энергия Гиббса служит функцией состояния, одновременно отражающей обе эти тенденции. **Энергия Гиббса ( $G$ )** — термодинамическая характеристика изотермических процессов, протекающих при постоянном давлении. Энергия Гиббса образования простых веществ при постоянных давлении и температуре равна нулю. Единицы измерения — кДж/моль.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Изменение энергии Гиббса в результате химической реакции равно сумме энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса образования исходных веществ.

При постоянстве температуры и давления химические реакции могут самопроизвольно протекать только в таком направлении, при котором энергии Гиббса системы уменьшаются ( $\Delta G < 0$ ). Пределом их протекания, то есть условием равновесия, является достижение некоторого минимального для данных условий значения этой энергии.

$\Delta G < 0$  — реакция самопроизвольно протекает в прямом направлении ( $\rightarrow$ ).

$\Delta G > 0$  — реакция самопроизвольно протекает в обратном направлении ( $\leftarrow$ ).

$\Delta G = 0$  — система находится в состоянии химического равновесия.

Термодинамические величины при стандартных условиях (температура 298 К и давление  $10^5$  Па (1 атмосфера)) обозначаются верхним индексом «0».

Изменение термодинамической величины ( $\Delta H^0_{\text{х.р.}}$ ,  $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ ,  $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ ) реакции равно сумме значений термодинамической величины продуктов реакции за вычетом суммы значений термодинамической величины исходных веществ с учетом числа их молей.

$$\begin{aligned}\Delta H^0_{\text{х.р.}} &= \sum (nH^0_{\text{прод}}) - \sum (nH^0_{\text{исх.в.}}); \\ \Delta S^0_{\text{х.р.}} &= \sum (nS^0_{\text{прод}}) - \sum (nS^0_{\text{исх.в.}}); \\ \Delta G^0_{\text{х.р.}} &= \sum (nG^0_{\text{прод}}) - \sum (nG^0_{\text{исх.в.}}),\end{aligned}$$

где  $n$  и  $m$  — число молей каждого из веществ:  $\Delta H^0_{\text{прод}}$  и  $\Delta H^0_{\text{исх.в.}}$  — энтальпии образования,  $\Delta S^0_{\text{прод}}$  и  $\Delta S^0_{\text{исх.в.}}$  — энтропии веществ,  $\Delta G^0_{\text{прод}}$  и  $\Delta G^0_{\text{исх.в.}}$  — энергии Гиббса образования веществ.

### Задания к теме 3. Химическая термодинамика

При выполнении задания необходимо пользоваться справочными термодинамическими данными.

1. Рассчитать изменение энтальпии реакции  $\text{Fe}_{(m)} \rightarrow \text{FeO}_{(m)}$ , если  $\Delta H^0_{\text{р-и}}(\text{Fe}_{(m)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(m)}) = -820 \text{ кДж/моль}$ ,  $\Delta H^0_{\text{р-и}}(\text{FeO}_{(m)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(m)}) = -290 \text{ кДж/моль}$ .
2. Какой из оксидов термически более устойчив:  $\text{Al}_2\text{O}_{3(m)}$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_{3(m)}$ ;  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(m)}$ ;  $\text{Au}_2\text{O}_{3(m)}$ ? Их энтальпии образования соответственно равны, кДж/моль:  $-16,75$ ;  $-1128$ ;  $-817$ ;  $+80,7$ . Ответ пояснить.
3. Вычислить  $\Delta S$  реакции  $\text{CaO}_{(m)} + \text{CO}_{2(z)} = \text{CaCO}_{3(m)}$ , если энтропии образования равны, Дж/(моль·К):  $S^0_{\text{CaO}_{(m)}} = 39,7$ ;  $S^0_{\text{CO}_{2(z)}} = 213,7$ ;  $S_{\text{CaCO}_{3(m)}} = 88,7$ .
4. При взаимодействии 51 г  $\text{Al}_2\text{O}_{3(m)}$  с  $\text{SO}_{3(m)}$  по уравнению  $\text{Al}_2\text{O}_{3(m)} + 3\text{SO}_{3(m)} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(m)}$  выделилось 193 кДж энергии. Рассчитать энтальпию образования  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(m)}$ , если даны энтальпии образования, кДж/моль:  $\Delta H^0_{\text{Al}_2\text{O}_{3(m)}} = -1675$ ;  $\Delta H^0_{\text{SO}_{3(m)}} = -440$ .
5. Исходя из энтальпии образования оксида углерода (IV), равной 395,5 кДж/моль, и термодинамического уравнения  $\text{C}_{(z)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(z)} = \text{CO}_{2(z)} + 2\text{H}_{2(z)}$ ;  $\Delta H^0 = -557,5 \text{ кДж}$ , вычислить  $\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}}$ .
6. Какой из карбонатов:  $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{CuCO}_3$ ,  $\text{CdCO}_3$ ,  $\text{MnCO}_3$  требует меньше энергии для разложения по уравнению  $\text{ЭCO}_{3(m)} = \text{ЭO}_{(m)} + \text{CO}_{2(z)}$ ? Энтальпии их образования соответственно равны, кДж/моль:  $-1210$ ,  $-593$ ,  $-743$ ,  $-895$ . Ответ пояснить.
7. Вычислить количество энергии, кДж, необходимое для разложения 250 г карбоната кальция, содержащего 20 % примесей, которые не разлагаются в данных условиях. Энтальпии образования (кДж/моль):  $\Delta H^0_{\text{CaCO}_{3(m)}} = -1188$ ;  $\Delta H^0_{\text{CaO}_{(m)}} = -635$ ;  $\Delta H^0_{\text{CO}_{2(m)}} = -393$ .
8. Серный колчедан содержит 90 % пирита ( $\text{FeS}_2$ ) и 10 % негорючих примесей. Рассчитайте энтальпию образования  $\text{FeS}_2$ , если при сгорании 133 г пирита выделилось 825 кДж энергии. Реакция горения:  $4\text{FeS}_{2(m)} + 11\text{O}_{2(z)} = 8\text{SO}_{2(z)} + 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(m)}$ . Энтальпии образования, кДж/моль:  $\Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_{3(m)}} = -1188$ ;  $\Delta H^0_{\text{SO}_{2(z)}} = -635$ .
9. Исходя из энтальпий реакций:  
а)  $2\text{B}_{(m)} + \text{N}_{2(z)} = 2\text{BN}_{(m)}$ ;  $\Delta H^0_1 = -507,5 \text{ кДж}$ ;

- б)  $2\text{BN}_{(m)} + 1,5\text{O}_{2(z)} = \text{B}_2\text{O}_{3(m)} + \text{N}_{2(z)}$ ;  $\Delta H^0_2 = -75,4$  кДж, вычислить энтальпию образования  $\Delta H^0_{\text{B}_2\text{O}_{3(m)}}$  по уравнению  $2\text{B}_{(m)} + 1,5\text{O}_{2(z)} = \text{B}_2\text{O}_{3(m)}$ .
- Чему равна энергия, затраченная на испарение 5 молей воды, если  $\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}(z)} = -242$  кДж/моль и  $\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}(ж)} = -285$  кДж/моль?
  - Определить стандартную энтальпию образования  $\text{PH}_3$ , исходя из уравнения:  $2\text{PH}_{3(z)} + 4\text{O}_{2(z)} = \text{P}_2\text{O}_{5(m)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ ;  $\Delta H = -2360$  кДж.
  - Какой из оксидов термически более устойчив:  $\text{CuO}_{(m)}$ ,  $\text{CoO}_{(m)}$ ,  $\text{BeO}_{(m)}$ ,  $\text{HgO}_{(m)}$ ? Их энтальпии образования соответственно равны, кДж/моль:  $-156$ ,  $-238$ ,  $-597$ ,  $-90$ . Ответ пояснить.
  - Рассчитать энтальпию образования  $\text{Na}_2\text{ZnO}_{2(m)}$ , если  $\Delta H^0_{\text{Na}_2\text{O}(m)} = -410$  кДж/моль и  $\Delta H^0_{\text{ZnO}(m)} = -342$  кДж/моль. Энергия, выделившаяся при взаимодействии 6,2 г  $\text{Na}_2\text{O}$  по уравнению  $\text{Na}_2\text{O}_{(m)} + \text{ZnO}_{(m)} = \text{Na}_2\text{ZnO}_{2(m)}$ , равна 4,5 кДж.
  - Сожжены с образованием  $\text{H}_2\text{O}_{(z)}$  равные объемы водорода и ацетилена, взятые при одинаковых условиях. В каком случае и во сколько раз выделится больше теплоты?
  - Сколько энергии выделится при получении 5,6 л (н.у.)  $\text{SO}_{2(z)}$ ? Уравнение реакции:  $2\text{H}_2\text{S}_{(z)} + 3\text{O}_{2(z)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(z)} + 2\text{SO}_{2(z)}$ .  $\Delta H^0_{\text{H}_2\text{S}(z)} = -20$  кДж/моль,  $\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}(z)} = -242$  кДж/моль,  $\Delta H^0_{\text{SO}_2(z)} = -297$  кДж/моль.
  - Какой из оксидов разлагается на простые вещества при более высокой температуре:  $\text{Cu}_2\text{O}_{(m)}$ ,  $\text{Hg}_2\text{O}_{(m)}$ ,  $\text{Ag}_2\text{O}_{(m)}$ ,  $\text{K}_2\text{O}_{(m)}$ ? Их энтальпии образования соответственно равны, кДж/моль:  $-167$ ,  $-91$ ,  $-30$ ,  $-360$ . Ответ пояснить.
  - Вычислить  $\Delta H$  реакции  $\text{C}_{(m)} + \text{O}_{2(z)} = \text{CO}_{2(z)}$ , зная, что  $\text{C}_{(m)} + 1/2\text{O}_{2(z)} = \text{CO}_{(z)}$ ;  $\Delta H_1 = -110,3$  кДж,  $\text{CO}_{(z)} + 1/2\text{O}_{2(z)} = \text{CO}_{2(z)}$ ;  $\Delta H_2 = -282,6$  кДж.
  - При взаимодействии 3,6 г  $\text{FeO}$  по уравнению  $2\text{FeO}_{(m)} + \text{Si}_{(m)} = 2\text{Fe}_{(m)} + \text{SiO}_{2(m)}$  выделилось 8,3 кДж энергии. Рассчитать энтальпию образования  $\text{FeO}_{(m)}$ , если  $\Delta H^0_{\text{SiO}_2(m)} = -872$  кДж/моль.
  - Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ( $\Delta H^0 = -393,5$  кДж/моль) и термохимического уравнения  $\text{C}_{(m)} + 2\text{N}_2\text{O}_{(z)} = \text{CO}_{2(z)} + 2\text{N}_{2(z)} + 557,5$  кДж, вычислить теплоту образования газообразного оксида азота (I).
  - Вычислить энтальпию химического процесса  $4\text{HCl}_{(z)} + \text{O}_{2(z)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(z)} + 2\text{Cl}_{2(z)}$ , если  $\Delta H^0_{\text{HCl}(z)} = -92,5$  кДж/моль,  $\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}(z)} = -242$  кДж/моль.

21. Какова энтальпия образования  $P_2O_5$  из белого фосфора, если энтальпия образования  $P_2O_5 (m)$  из красного фосфора равна  $-1529$  кДж/моль?  $P_{\text{бел. (m)}} \rightarrow P_{\text{кр. (m)}}$ ,  $\Delta H^0 = -18,4$  кДж/моль.
22. Вычислить, сколько энергии выделится при получении 1,48 кг  $Ca(OH)_2$  по уравнению:  $CaO_{(m)} + H_2O_{(ж)} = Ca(OH)_{2(m)}$ .  $\Delta H^0_{CaO(m)} = -635$  кДж/моль,  $\Delta H^0_{H_2O(ж)} = -285$  кДж/моль,  $\Delta H^0_{Ca(OH)_2(m)} = -987$  кДж/моль.
23. При восстановлении 12,7 г  $CuO$  углем (с образованием  $CO$ ) поглощается 8,24 кДж. Определить  $\Delta H^0_{CuO(m)}$ .
24. Вычислить тепловой эффект реакции сгорания метана, зная теплоты образования метана и продуктов его сгорания — диоксида углерода и воды.
25. Вычислить  $\Delta H^0$ , тепловой эффект и  $\Delta G^0$  при 298 К и постоянном давлении реакции:  $Fe_2O_{3(m)} + 2Al_{(m)} = Al_2O_{3(m)} + 2Fe_{(m)}$ .
26. Вычислить  $\Delta H^0$ , тепловой эффект и  $\Delta G^0$  при 298 К и постоянном давлении реакции:  $CuO_{(m)} + C_{(m)} = Cu_{(m)} + CO_{(г)}$ .
27. Вычислить константу равновесия реакции:  $NH_{3(г)} + HCl_{(г)} = NH_4Cl_{(m)}$  при 298 К.
28. Определить, в какую сторону самопроизвольно протекает реакция  $CuO_{(m)} + C_{(m)} = Cu_{(m)} + CO_{(г)}$  при стандартных условиях.
29. Определить, в какую сторону самопроизвольно протекает реакция  $NH_{3(г)} + HCl_{(г)} = NH_4Cl_{(m)}$  при стандартных условиях.
30. При какой температуре в системе  $N_2O_{4(г)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}$  устанавливается равновесие?

---

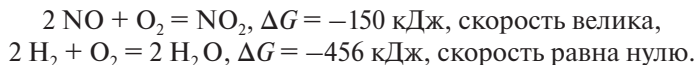
## 4. Химическая кинетика

---

### 4.1. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Катализаторы

---

**Т**ермодинамические вычисления позволяют говорить о принципиальной возможности реакции. Отрицательное значение изменения энергии Гиббса ничего не говорит о скорости реакции и ее механизме, например



Скорость химических реакций и их механизм изучает химическая кинетика.

**Механизм реакции** — это совокупность стадий, из которых складывается реакция, из исходных веществ через промежуточные вещества получают продукты реакции.

Изучение скорости и механизма нужно для того, чтобы управлять химическими реакциями, рассчитывать оптимальные условия для организации технологических процессов.

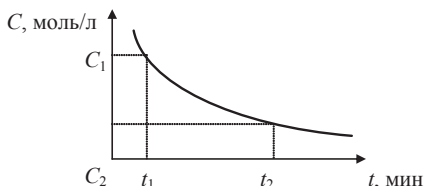
**Скорость химической реакции** — это число элементарных взаимодействий, происходящих в единицу времени в единице объема (для гомогенной реакции), или на единицу поверхности раздела фаз (в реакции гетерогенной).

**Фаза** — совокупность частей системы, одинаковых по составу и всем физическим и химическим свойствам, отделенная от других частей системы поверхностью раздела.

Элементарное взаимодействие — одновременное столкновение молекул, приводящее к химическому превращению.

Скорость реакции можно определить по изменению концентрации реагирующих веществ, по окраске, давлению, изменению спектра.

Средняя скорость  $V = \Delta C / \Delta t$ , истинная скорость  $V = \text{tg} \alpha$ .

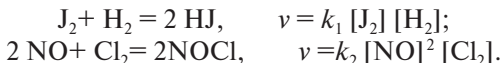


Изменение концентрации исходного вещества во времени.

На скорость влияют следующие факторы:

1. Природа реагирующих веществ (фтор реагирует с кремнием в темноте, с железом — на свету, с медью — на свету при нагреве, с платиной — при 300–400 °C).
2. Степень измельчения веществ.
3. Концентрация реагирующих веществ (или их парциальные давления).

Скорость химических реакций пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ (с учетом стехиометрических коэффициентов)



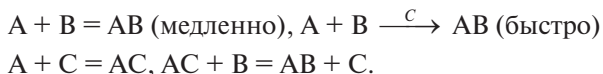
Константа скорости реакции численно равна скорости реакции при концентрации реагирующих веществ, равных 1. Константа скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ и температуры. Закон действия масс строго применим для элементарных реакций (реакций, идущих в одну стадию), которых немного, поэтому закон не является всеобщим.

Молекулярность реакций — число молекул, принимающих участие в элементарном взаимодействии.

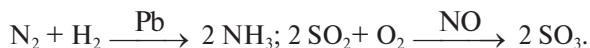
Порядок реакции — сумма показателей степеней при концентрации в уравнении, выражающем зависимость скорости от концентрации.

4. Температура влияет на константу скорости реакции. По правилу Вант-Гоффа при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции увеличивается в 2–4 раза. Число, показывающее, во сколько раз увеличилась скорость реакции при повышении температуры на 10 градусов, называется температурным коэффициентом.

5. Катализаторы — вещества, которые изменяют скорость процесса, оставаясь сами к концу реакции неизменными по химическому составу и количеству. Бывают положительные и отрицательные катализаторы. Действие катализаторов связано с изменением энергии активации.



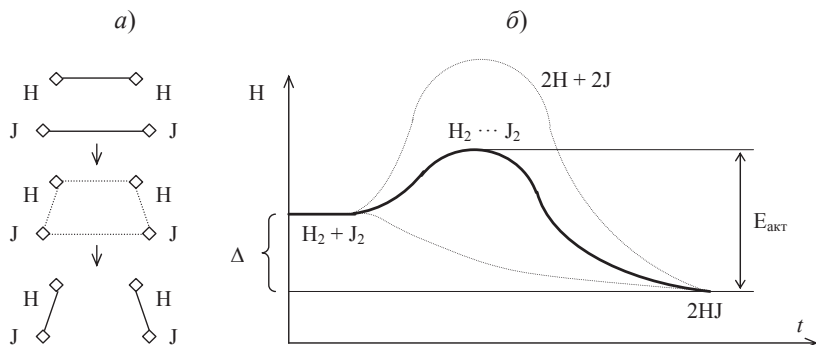
Особенности катализаторов — их необходимо малое количество, действуют специфически. Различают гомогенный и гетерогенный катализ:



Для реакции необходимо столкновение молекул, однако не всякое столкновение приводит к химическому превращению, поскольку влияют силы притяжения-отталкивания, геометрия молекул. Активные молекулы обладают избыточным запасом энергии по сравнению со средней энергией системы и их столкновение приводит к реакции.

**Энергия активации** — мера химической инертности молекул, энергия, которую необходимо сообщить 1 моль реагирующих веществ для того, чтобы все молекулы стали активными (для превращения 1 моль веществ в состояние активного комплекса). Чем меньше энергия активации, тем выше скорость химической реакции, для большинства реакции энергия активации составляет от 60 до 250 кДж на моль.





$\text{H}_2 + \text{J}_2 = 2 \text{HJ}$ , выделяется 17 кДж при 700 К.

а) механизм реакции взаимодействия  $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ ;

б) изменение энергии в ходе химической реакции.

## 4.2. Химическое равновесие

Химические процессы делятся на обратимые и необратимые.

Необратимыми называются процессы, происходящие односторонне, до полного исчезновения исходного вещества.

Обратимые процессы — процессы, которые протекают в прямом и обратном направлении, т. е. процессы двусторонние.

Химическое равновесие — это состояние химической системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.

Признаки химического равновесия:

1. Изменение энергии Гиббса равно нулю. Минимум потенциальной энергии системы.

2. Наличие в системе как исходных веществ, так и продуктов реакции.

3. Неизменность во времени, если условия постоянны.

4. Возможность достижения этого состояния как со стороны исходных веществ, так и со стороны продуктов реакции.

5. Динамичность равновесия (прямой и обратный процессы идут непрерывно), чуткость к внешним воздействиям.

Концентрации веществ в состоянии равновесия называют равновесными. При обратимых реакциях равновесие наступает тогда, когда произведение концентраций образующихся веществ, деленное на произведение концентраций исходных веществ, становится равным некоторой постоянной величине, при данных концентрации и температуре, которая называется константой химического равновесия.

Константа зависит от природы реагирующих веществ, от температуры, но не зависит от концентрации веществ:  $A + B \rightleftharpoons C + D$ ;  
 $K = \frac{[A][B]}{[C][D]}$

В гомогенной системе:  $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$ ;  $K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$

В гетерогенной системе концентрация твердой фазы не входит в выражение для константы равновесия.

Уравнение:  $\text{CaCO}_3(\text{т}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$ .

$K = [\text{CO}_2] = P_{\text{CO}_2}$ , где  $P_{\text{CO}_2}$  — равновесное парциальное давление  $\text{CO}_2(\text{г})$ .

Константа равновесия связана с энергией Гиббса следующим соотношением  $\Delta G = -RT \ln K$  при 298 К;  $\Delta G = -5,69 \lg K$  (кДж).

Чем отрицательнее значение энергии Гиббса, тем больше константа равновесия, тем больше в реакционной смеси преобладают продукты реакции.

Чем положительнее значение энергии Гиббса, тем меньше константа равновесия, т. е. в равновесной смеси преобладают исходные вещества.



$$\Delta G = -203,7 + 16,7 + 95,4 = -91,6 \text{ кДж}; \Delta G = -5,69 \lg K;$$

$$\lg K = 16, K = 10^{16}$$

**Принцип Ле-Шателье.** Если изменить хотя бы одно из условий, определяющих состояние равновесия (давление, температура, концентрация), то равновесие смещается в направлении реакции, противодействующей вносимому изменению.

При увеличении общего давления равновесие смещается в сторону образования меньшего числа молей газообразных веществ, при понижении давления равновесие смещается в сторону большего числа молей газообразных веществ, если число молей газообразных веществ одинаково в левой и правой частях уравнения, то давление не влияет на состояние равновесия.

В равновесной системе повышение температуры сдвигает равновесие в сторону эндотермической реакции, а понижение температуры — в сторону экзотермической реакции.

При увеличении концентрации какого-либо вещества реакция идет в направлении расходования этого вещества. При уменьшении концентрации какого-либо вещества в равновесной системе реакция идет в сторону его образования.

## Задания к теме 4. Химическая кинетика

### 4.1. Скорость химической реакции

1. Во сколько раз увеличится скорость растворения железа в 5 % соляной кислоте при повышении температуры на 32 °С, если температурный коэффициент реакции равен 2,8?
2. При 393 К реакция заканчивается за 18 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
3. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 45 °С реакция замедлилась в 25 раз.
4. Константа скорости реакции первого порядка при 288 К равна  $0,02 \text{ с}^{-1}$ , а при 325 К —  $0,38 \text{ с}^{-1}$ . Каковы температурный коэффициент скорости этой реакции и константа скорости этой реакции при температуре 303 К?
5. Константа скорости некоторой реакции при 273 К равна  $1,17 \text{ л моль}^{-1} \text{ мин}^{-1}$ , а при 298 К —  $6,56 \text{ л моль}^{-1} \text{ мин}^{-1}$ . Найдите температурный коэффициент.
6. Две реакции при 283 К протекают с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2,5, второй — 3,0. Как будут относиться скорости реакций, если первую из них провести при 350 К, а вторую — при 330 К?
7. Вычислите, при какой температуре реакция закончится за 45 мин, если при 293 К на это требуется 3 ч. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3,2.

8. На сколько нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 90 раз? Температурный коэффициент равен 2,7.
9. Температурный коэффициент скорости реакции разложения иодоводорода равен 2. Вычислите константу скорости этой реакции при 674 К, если при 629 К константа скорости равна  $0,000089 \text{ л моль}^{-1} \text{ с}^{-1}$ .
10. Во сколько раз уменьшится скорость химической реакции при уменьшении температуры на  $40^\circ \text{C}$ , если температурный коэффициент равен 4?
11. Определите константу скорости реакции  $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \text{SO}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{S}_{(\text{т})}$ , если концентрации газов поддерживаются постоянными и равны 0,01 моль/л для сероводорода, 0,001 моль/л для диоксида серы, а через сутки образуется 0,032 г серы. Найдите молекулярность и порядок реакций.
12. При  $200^\circ \text{C}$  некоторая реакция заканчивается за 32 минуты. Принимая температурный коэффициент реакции равным 2, рассчитайте, через сколько минут закончится эта реакция при  $250^\circ \text{C}$ .
13. Две реакции протекали с такой скоростью, что за единицу времени в первой образовался сероводород массой 3 г, а во второй 10 г иодоводорода. Какая из реакций протекала с большей средней скоростью? Ответ пояснить.
14. Как и во сколько раз изменится скорость реакции горения CO не в воздухе, а в чистом кислороде:  $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(\text{г})}$ ?
15. Определить, во сколько раз увеличится скорость реакции  $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ , если концентрации исходных веществ увеличить в 6 раз.
16. В сосуде объемом 2 л смешали газ А (4,5 моль) и газ В (3 моль). Газы А и В реагируют в соответствии с уравнением  $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ . Через 20 с в системе образовалось 2 моль газа С. Определите среднюю скорость реакции. Сколько моль газов А и В остались в системе?
17. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на  $25^\circ \text{C}$  реакция замедлилась в 25 раз.
18. Константа скорости реакции первого порядка при 278 К равна  $0,02 \text{ с}^{-1}$ , а при 345 К —  $0,38 \text{ с}^{-1}$ . Каковы температурный коэффициент скорости этой реакции и константа скорости этой реакции при температуре 303 К?

19. Константа скорости некоторой реакции при 273 К равна  $1,23 \text{ л моль}^{-1} \text{ мин}^{-1}$ , а при 298 К —  $4,32 \text{ л моль}^{-1} \text{ мин}^{-1}$ . Найдите температурный коэффициент.
20. В каком направлении произойдет смещение равновесия при повышении температуры системы  $\text{COCl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} - 113 \text{ кДж}$ ? Ответ пояснить.
21. Реакция протекает по механизму  $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$ ,  $\Delta H^\circ = -106 \text{ кДж}$ . В какую сторону сместится равновесие при: а) увеличении концентрации вещества А; б) уменьшении концентрации вещества В; в) увеличении концентрации вещества С; г) повышении температуры; д) введении катализатора.
22. В каком направлении произойдет смещение равновесия при увеличении давления в системе  $2\text{CO}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{C}_{(m)}$ ? Ответ пояснить.
23. Во сколько раз увеличится скорость растворения железа в 15 % соляной кислоте при повышении температуры на  $12^\circ$ , если температурный коэффициент реакции равен 2,8?
24. При 393 К реакция заканчивается за 14 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5?
25. На сколько нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 35 раз? Температурный коэффициент равен 2,7.
26. Температурный коэффициент скорости реакции разложения иодоводорода равен 2. Вычислите константу скорости этой реакции при 653 К, если при 629 К константа скорости равна  $0,000089 \text{ л моль}^{-1} \text{ с}^{-1}$ .
27. Во сколько раз уменьшится скорость химической реакции при уменьшении температуры на  $50^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент равен 2?
28. Определите константу скорости реакции  $2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + \text{SO}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{S}_{(г)}$ , если концентрации газов поддерживаются постоянными и равны  $0,03 \text{ моль/л}$  для сероводорода,  $0,002 \text{ моль/л}$  для диоксида серы, а через сутки образуется  $0,41 \text{ г}$  серы. Найдите молекулярность и порядок реакции.
29. При  $300^\circ\text{C}$  некоторая реакция заканчивается за 32 минуты. Принимая температурный коэффициент реакции равным 2, рассчитайте, через сколько минут закончится эта реакция при  $250^\circ\text{C}$ .

30. Две реакции протекали с такой скоростью, что за единицу времени в первой образовался сероводород массой 2 г, а во второй 5 г йодоводорода. Какая из реакций протекала с большей средней скоростью? Ответ пояснить.

#### 4.2. Химическое равновесие

1. При некоторой температуре протекает реакция  $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ ,  $K = 0,32$ . Рассчитайте равновесные концентрации (моль/л) всех веществ, если начальное количество диоксида азота составляло 1,15 моль, а объем реактора равен 5,75 л.
2. Рассчитайте константу равновесия реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ , если при некоторой температуре в реактор объемом 10 л введено 0,05 моль азота и 0,52 моль водорода, а к моменту равновесия образовалось 0,04 моль аммиака.
3. При некоторой температуре протекает реакция  $\text{CS}_2 + 3\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$ , рассчитайте константу равновесия и начальные концентрации реагентов (моль/л), если в состоянии равновесия количества веществ составили 0,5, 0,3 и 0,6 моль для сероуглерода, кислорода и диоксида углерода соответственно, а объем реактора равен 0,5 л.
4. В реактор объемом 11,42 л для проведения реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$  введены 2,43 моль  $\text{SO}_2$  и 2,17 моль  $\text{O}_2$ . При некоторой температуре к моменту наступления равновесия количество диоксида серы уменьшилось на 1,85 моль. Определите константу равновесия.
5. В реактор объемом 7,25 л введена смесь, состоящая из 2,34 моль оксида азота и 1,17 моль  $\text{Cl}_2$ . При некоторой температуре к моменту наступления равновесия образовалось 0,65 моль  $\text{NOCl}$ . Определите константу равновесия.
6. Рассчитайте константу равновесия реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ , если начальные количества реагентов были 4,06 моль азота и 12,28 моль водорода, а к моменту наступления равновесия при постоянной температуре прореагировало 10 % начального количества азота. Объем реактора составляет 2,35 л.
7. Определите константу равновесия реакции  $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , если начальные количества реагентов были 2,4 моль хлороводо-

- рода и 1,2 моль кислорода, а к моменту наступления равновесия при  $T = \text{const}$  осталось непрореагировавшим 0,8 моль хлороводорода. Объем реактора равен 4 л.
8. В реактор объемом 5 л для проведения реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$  введены 2,43 моль  $\text{SO}_2$  и 2,17 моль  $\text{O}_2$ . При некоторой температуре к моменту наступления равновесия количество диоксида серы уменьшилось на 0,81 моль. Определите константу равновесия.
  9. В сосуде емкостью 1 л при  $410^\circ\text{C}$  смешали 1 моль водорода и 1 моль иода. Вычислите, при каких концентрациях устанавливается химическое равновесие, если константа равновесия равна 48.
  10. В обратимой реакции  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$  установились следующие равновесные концентрации (моль/л):  $[\text{CO}] = 0,1$ ,  $[\text{Cl}_2] = 0,4$ ,  $[\text{COCl}_2] = 4$ . Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида углерода и хлора.
  11. Определите объемный состав смеси в момент равновесия для реакции  $\text{C}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})}$ , если при  $1300^\circ\text{C}$  константа равновесия составляет 0,289.
  12. Равновесие  $\text{CO}_{\text{г}} + \text{H}_2\text{O}_{\text{г}} = \text{H}_2 + \text{CO}_{2\text{г}}$  установилось при следующих концентрациях (моль/л):  $[\text{CO}] = 0,04$ ,  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,16$ ,  $[\text{H}_2] = 0,08$ ,  $[\text{CO}_2] = 0,08$ . Вычислите константу равновесия и определите начальные концентрации оксида углерода и воды.
  13. Константа равновесия системы  $2\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{N}_2\text{O}$  найдена равной 1,21. Равновесные концентрации  $[\text{N}_2] = 0,72$ ,  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,84$  моль/л. Найдите исходную и равновесную концентрацию кислорода.
  14. В замкнутом сосуде протекает обратимый процесс  $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ . Начальная концентрация пентахлорида фосфора составляет 2,4 моль/л. Равновесие установилось после того, как 33,3 % пентахлорида фосфора прореагировало. Вычислите константу равновесия.
  15. Константа равновесия обратимой системы  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  при некоторой температуре найдена равной 2,22. Сколько моль кислорода следует ввести в 2 л системы для того, чтобы 40 % оксида азота были окислены до диоксида азота, если начальная концентрация оксида азота составляет 4 моль/л?
  16. Определите равновесную концентрацию водорода в реакции:  $2\text{HJ} = \text{H}_2 + \text{J}_2$ , если исходная концентрация  $\text{HJ}$  составляет 0,85 моль/л, а константа равновесия равна 0,21.

17. При некоторой температуре константа равновесия реакции  $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$  составляет 0,26. Равновесная концентрация  $\text{NO}_2$  равна 0,28 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Сколько этого вещества прореагировало к моменту равновесия?
18. При 713 К константа равновесия диссоциации иодоводорода равна  $1/64$ . Найдите число молей водорода, иода, иодоводорода в состоянии равновесия, если вначале было взято 2 моля иодоводорода. Объем сосуда 2 л.
19. Исходные концентрации оксида углерода и паров воды соответственно равны 0,08 моль/л. Вычислите равновесные концентрации  $\text{CO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2$  в системе  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$ , если равновесная концентрация диоксида углерода оказалась равной 0,05 моль/л. Рассчитайте константу равновесия реакции.
20. Определите равновесную концентрацию водорода в реакции  $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$ , если исходная концентрация  $\text{HI}$  составляет 0,55 моль/л, а константа равновесия 0,12.
21. При синтезе аммиака в равновесии находится 1 моль водорода, 2 моль азота и 8 моль аммиака. Во сколько раз исходное количество  $\text{N}_2$  больше равновесного?
22. В замкнутом сосуде протекает обратимый процесс диссоциации  $\text{PCl}_5(\text{г}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$ . Начальная концентрация  $\text{PCl}_5$  равна 2,4 моль/л. Равновесие установилось после того, как 33,3 %  $\text{PCl}_5$  диссоциировало. Вычислите  $K_{\text{равн}}$ .
23. В сосуде емкостью 1 л при 410 °С смешали 1 моль  $\text{H}_2$  и 1 моль  $\text{I}_2$ . Вычислите, при каких концентрациях устанавливается химическое равновесие, если константа равновесия равна 48.
24. В сосуд объемом 0,5 л было помещено 0,5 моль  $\text{H}_2$  и 0,5 моль  $\text{N}_2$ . При некоторой температуре к моменту установления равновесия образовалось 0,02 моль  $\text{NH}_3$ . Вычислите константу химического равновесия.
25. В обратимой реакции  $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{г})$  установились следующие равновесные концентрации, моль/л:  $[\text{CO}] = 0,1$ ;  $[\text{Cl}_2] = 0,4$ ;  $[\text{COCl}_2] = 4$ . Вычислите  $K_{\text{равн}}$  и исходные концентрации  $\text{Cl}_2$  и  $\text{CO}$ .
26. Константа равновесия обратимой реакции:  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$  равна 2,22. Сколько молей  $\text{O}_2$  следует ввести в 2 л системы, чтобы 40 %  $\text{NO}$  были окислены до  $\text{NO}_2$ , если начальная концентрация  $\text{NO} = 4$  моль/л?



27. Определите объемный состав смеси в момент равновесия для реакции  $C_{\text{графит}} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$ , если при  $1300^\circ\text{C}$   $K_{\text{равн}} = 0,289$ .
28. Равновесие  $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + CO_{2(g)}$  установилось при следующих концентрациях (моль/л):  $[CO] = 0,04$ ;  $[H_2O] = 0,08$ ;  $[CO_2] = 0,08$ . Вычислите  $K_{\text{равн}}$  и начальные концентрации  $CO$  и  $H_2O$ .
29. Константа равновесия системы  $2N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2N_2O_{(g)}$  найдена равной 1,21. Равновесные концентрации (моль/л):  $[N_2] = 0,72$ ;  $[N_2O] = 0,84$ . Найдите исходную и равновесную концентрации кислорода.
30. В некоторых условиях равновесие реакции  $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + CO_{2(g)}$  установилось при следующих концентрациях, моль/л:  $[CO] = 1$ ;  $[H_2O] = 4$ ;  $[H_2] = [CO_2] = 2$ . Вычислите равновесные концентрации, которые установились после повышения концентрации  $CO$  в три раза. В какую сторону сместится равновесие?

---

## 5. Растворы. Электролиты сильные и слабые

---

**В**ажнейшей характеристикой раствора является концентрация, то есть относительное содержание каждого компонента в растворе.

**Процентная концентрация** (массовая доля) — это количество граммов растворенного вещества (весовых частей), находящегося в 100 г (100 весовых частях) раствора:

$$C\% = (m_1/m) \cdot 100,$$

где  $C\%$  — процентная концентрация, %;  $m_1$  — масса растворенного вещества, г;  $m$  — масса раствора, равная сумме масс растворенного вещества ( $m_1$ ) и растворителя ( $m_2$ ), г.

Или

$$C\% = (m_1 \cdot 100) / \rho V,$$

где  $\rho$  — плотность раствора, г/мл;  $V$  — объем раствора, мл.

**Молярная концентрация (молярность)** определяется числом молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора:

$$C_M = (m_1 \cdot 100) / M \cdot V,$$

где  $C_M$  — молярность, моль/л;  $m_1$  — масса растворенного вещества, г;  $M$  — молярная масса растворенного вещества, г/моль;  $V$  — объем раствора, л.

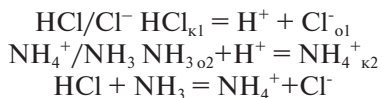
**Электролиты** — вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

**Ионная сила раствора** — величина, характеризующая интенсивность электростатического поля всех ионов в растворе, которая равна полусумме произведений молярной концентрации каждого иона на квадрат его заряда.

**Активность иона** — эффективная концентрация иона, соответствующая которой он участвует во взаимодействиях, протекающих в растворах сильных электролитов. Коэффициент активности показывает, во сколько раз активность отличается от концентрации, зависит от концентрации иона, температуры, концентрации других ионов.

**Определение кислоты и основания по Аррениусу:** кислота — вещество, которое диссоциирует с образованием иона водорода, основание — вещество, которое диссоциирует с образованием гидроксид-иона. Недостатки теории: 1) аммиак не содержит гидроксид-ионов, углекислый газ не содержит ион водорода, 2) в водоподобных растворителях нет протонов, а есть ионы гидроксония, аммония и т. д., 3)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{NH}_3 = \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{NH}_4^+$  (анилин — слабая кислота) $^+$  +  $\text{OH}^-$  (анилин — слабое основание).

Определение кислоты и основания по протолитической теории Бренстеда-Лоури: кислота — вещество, способное отдавать протон, т. е. быть донором, основание — вещество, способное принимать протон, т. е. быть акцептором, суть химической реакции — перенос протона.

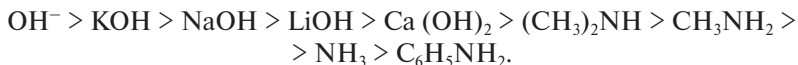


Чем сильнее кислота, тем слабее сопряженное основание. Основание + протон = кислота.

Сила кислоты определяется ее способностью отдавать протон:



Сила основания определяется его способностью присоединять протон:



**Амфолиты** — молекулы или ионы, способные как отдавать, так и присоединять протон.

Теория неприменима к веществам, проявляющим кислотную функцию, молекулы которых не содержат водород.

Согласно электронной теории Льюиса кислота — акцептор, основание — донор электрона. Образование связи происходит по донорно-акцепторному механизму:  $\text{H}^+ + [\text{F}]^- = \text{HF}$ ;  $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 = \text{F}_3\text{B}-\text{NH}_3$ .

**Коллигативными** называются свойства растворов, зависящие от концентрации: это скорость диффузии, осмотическое давление, давление насыщенного пара растворителя над раствором, температура кристаллизации, температура кипения.

**Осмоз** — самопроизвольная диффузия молекул растворителя сквозь мембрану с избирательной проницаемостью ( $\pi = iCRT$ ), для электролитов вводится изотонический коэффициент  $i$ , представляющий собой число частиц растворенного вещества, отнесенное к числу частиц в исходном веществе.

Вещество	NaCl	CaCl <sub>2</sub>	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
$i$	2	3	4	5

$$P^0 - P = iP^0X,$$

где  $P^0$  — давление пара над чистым растворителем;  $X$  — молярная доля растворенного вещества,  $X = n/(n + N)$ .

$$\Delta t_{\text{кип}} = iKm,$$

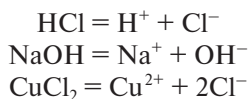
где  $\Delta t_{\text{кип}}$  — повышение температуры кипения;  $K$  — эбуллиоскопическая константа растворителя;  $m$  — молярная концентрация вещества;

$$\Delta t_{\text{зам}} = iEm,$$

где  $\Delta t_{\text{зам}}$  — понижение температуры замерзания;  $E$  — криоскопическая константа растворителя.

Вещества (растворы солей, кислот и оснований), обладающие способностью проводить электрический ток, называются электролитами.

При растворении в воде вещества согласно теории Аррениуса распадаются (диссоциируют) на положительно и отрицательно заряженные частицы (ионы). Положительно заряженные ионы называются катионами (ионы водорода, металлов), а отрицательно заряженные — анионами (ионы кислотных остатков, гидроксид-ионы).



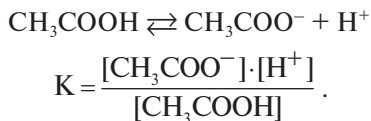
В растворах диссоциирует лишь часть молекул электролита. Поэтому способность к диссоциации характеризуют степень диссоциации ( $\alpha$ ).

$\alpha$  — отношение числа молекул электролита, распавшихся в данном растворе на ионы, к общему числу его молекул в растворе.

$$\alpha = \frac{n_1}{n} = \frac{n_1}{(n_1 + n_2)},$$

где  $n$  — общее число молекул электролита в растворе,  $n_1$  — число продиссоциировавших молекул,  $n_2$  — число непродиссоциировавших молекул.

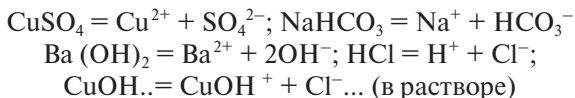
Все электролиты условно делят на две группы: сильные и слабые. Сильные электролиты в водных растворах диссоциируют практически полностью ( $\alpha \approx 1$ ). Слабые электролиты при растворении в воде лишь частично диссоциируют на ионы ( $\alpha < 1$ ). Диссоциацию слабых электролитов характеризует константа диссоциации. Например:



### Сильные электролиты

1. Почти все соли:  $\text{NaJ}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{CuOHCl}$ ...
2. Некоторые минеральные кислоты:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HJ}$ ,  $\text{HBr}$ ...

3. Основания щелочных и щелочно-земельных металлов: KOH, NaOH, Ba (OH)<sub>2</sub>, Sr (OH)<sub>2</sub>. Примеры диссоциации сильных электролитов. Например:



### Слабые электролиты

1. Почти все органические кислоты: CH<sub>3</sub>COOH ...
2. Некоторые минеральные кислоты: HCN, HNO<sub>2</sub>, HF, HClO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>...
3. Основания металлов (кроме щелочных и щелочно-земельных): Fe(OH)<sub>2</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>, Ni(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, Cd(OH)<sub>2</sub>, Co(OH)<sub>2</sub>
4. Гидроксид аммония NH<sub>4</sub>OH.
5. Амфотерные гидроксиды, например, Zn(OH)<sub>2</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>, Sn(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>.

На степень электролитической диссоциации оказывают влияние:

1. Природа растворителя.
2. Природа растворенного вещества.
3. Температура.
4. Концентрация раствора.
5. Наличие в растворе одноименных ионов.

### Правила составления ионных уравнений реакций:

1. Слабые электролиты записывают в виде молекул.
2. Нерастворимые или малорастворимые вещества (выпадающие в осадок) записываются в виде молекул.
3. Сильные электролиты записывают в виде ионов.
4. Суммы электрических зарядов в левой и правой частях уравнения должны быть равны.
5. В уравнениях необходимо соблюдать материальный и электронный баланс.
6. Около газообразных веществ ставится знак ↑.
7. Около веществ, выпадающих в осадок, ставится знак ↓.

Пример:

$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$  — молекулярное уравнение.

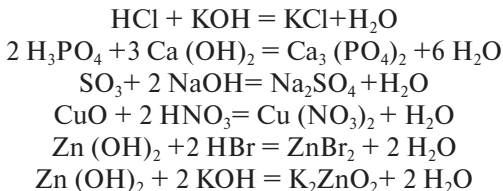
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$  — полное ионное уравнение.

$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$  — сокращенное ионное уравнение.

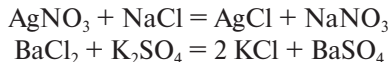
Реакции между ионами необратимо протекают в тех случаях, когда в результате их взаимодействия между собой образуются слабодиссоциирующие, малорастворимые или газообразные вещества, т. е. когда продукты взаимодействия уходят из сферы реакции.

Примеры:

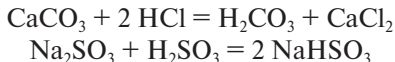
1. Реакция взаимодействия кислот (кислотных оксидов) с основаниями (основными оксидами) (направляющая реакция — образование воды). Амфотерность.



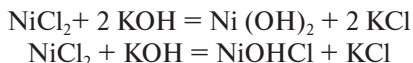
2. Взаимодействие двух солей (направляющая реакция — образование нерастворимой соли).



3. Взаимодействие соли и кислоты (направляющая реакция — образование слабой кислоты (кислой соли))



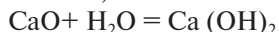
4. Взаимодействие соли и щелочи (направляющая реакция — образование нерастворимого основания (основной соли))



5. Растворение кислотных оксидов в воде (направляющая реакция — образование кислотного остатка)



6. Растворение оксидов щелочных металлов (направляющая реакция — образование ионов  $\text{OH}^-$ ).



### Задания к теме 5.

#### Растворы. Электролиты сильные и слабые

.....

#### 5.1. Электролиты сильные и слабые

1. Напишите уравнения диссоциации и константы диссоциации (для слабых электролитов):

1.1. $\text{Sr}(\text{OH})_2$	1.11. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	1.21. $\text{KHCO}_3$
1.2. $\text{Cd}(\text{OH})_2$	1.12. $\text{RbOH}$	1.22. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
1.3. $\text{Cu}(\text{OH})_2$	1.13. $\text{Na}_2\text{CO}_3$	1.23. $\text{KOH}$
1.4. $\text{Sn}(\text{OH})_2$	1.14. $\text{HI}$	1.24. $\text{Mn}(\text{OH})_2$
1.5. $\text{Bi}(\text{OH})_2$	1.15. $\text{BaBr}_2$	1.25. $\text{Pb}(\text{OH})_2$
1.6. $\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	1.16. $\text{H}_2\text{Se}$	1.26. $\text{Zn}(\text{OH})_2$
1.7. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	1.17. $\text{SnSO}_4$	1.27. $\text{Fe}(\text{OH})_2$
1.8. $\text{H}_2\text{SiO}_3$	1.18. $\text{Na}_2\text{S}$	1.28. $\text{H}_3\text{AsO}_4$
1.9. $\text{ZnCl}_2$	1.19. $\text{K}_2\text{SO}_4$	1.29. $\text{HCN}$
1.10. $\text{H}_2\text{Te}$	1.20. $\text{HF}$	1.30. $\text{CoCl}_2$

2. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения возможных реакций взаимодействия соединений с  $\text{NaOH}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



2.1. Cr (OH) <sub>3</sub>	2.11. Pb (OH) <sub>2</sub>	2.21. Fe (OH) <sub>2</sub>
2.2. HCl	2.12. H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	2.22. Ba (OH) <sub>2</sub>
2.3. Al (OH) <sub>3</sub>	2.13. Sn (OH) <sub>2</sub>	2.23. KOH
2.4. H <sub>2</sub> S	2.14. H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	2.24. Be (OH) <sub>2</sub>
2.5. Fe (OH) <sub>3</sub>	2.15. Ni (OH) <sub>2</sub>	2.25. Mn (OH) <sub>2</sub>
2.6. HBr	2.16. CH <sub>3</sub> COOH	2.26. Sr (OH) <sub>2</sub>
2.7. Zn (OH) <sub>2</sub>	2.17. Co (OH) <sub>2</sub>	2.27. Fe (OH) <sub>2</sub>
2.8. HNO <sub>3</sub>	2.18. H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	2.28. Ca (OH) <sub>2</sub>
2.9. Bi (OH) <sub>3</sub>	2.19. Cd (OH) <sub>2</sub>	2.29. LiOH
2.10. H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	2.20. HNO <sub>2</sub>	2.30. Mg (OH) <sub>2</sub>

3. По заданным ионным уравнениям напишите соответствующие молекулярные уравнения:

- 3.1.  $\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{CaSO}_3$
- 3.2.  $\text{HSO}_3^- + \text{OH}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 3.3.  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
- 3.4.  $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}$
- 3.5.  $\text{Co}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CoCO}_3$
- 3.6.  $\text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CoS}$
- 3.7.  $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$
- 3.8.  $\text{Be}^{2+} + 4\text{OH}^- = \text{BeO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3.9.  $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SO}_3$
- 3.10.  $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}$
- 3.11.  $\text{Ni}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl} = \text{NiOHCl}$
- 3.12.  $\text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Pb}(\text{OH})_2$
- 3.13.  $3\text{Cu}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$
- 3.14.  $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3$
- 3.15.  $\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{OH}^- = \text{FeOHCl}$
- 3.16.  $\text{Cd}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Br}^- = \text{CdOHBr}$
- 3.17.  $\text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^- = \text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3.18.  $\text{Hg}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{HgSO}_3$
- 3.19.  $\text{Cr}^{3+} + \text{OH}^- + 2\text{NO}_3^- = \text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$
- 3.20.  $\text{Zn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{ZnCO}_3$
- 3.21.  $\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{HCO}_3^-$
- 3.22.  $2\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{H}_2\text{PO}_4$

- 3.23.  $\text{NiOHCl} + \text{H}^+ = \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$   
 3.24.  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$   
 3.25.  $\text{Sr}^{2+} + \text{SiO}_3^{2-} = \text{SrSiO}_3$   
 3.26.  $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$   
 3.27.  $\text{Bi}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Bi}(\text{OH})_3$   
 3.28.  $\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{HS}^-$   
 3.29.  $\text{Mg}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{MgSO}_3$   
 3.30.  $\text{Co}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- = \text{CoOHCl}$
4. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций для следующих превращений:
- 4.1.  $\text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$   
 4.2.  $\text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaCl}$   
 4.3.  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NiOHNO}_3 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiOHNO}_3$   
 4.4.  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4$   
 4.5.  $\text{NiBr}_2 \rightarrow \text{NiOHBr} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiSO}_4$   
 4.6.  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3$   
 4.7.  $\text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CoOHCl} \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2$   
 4.8.  $\text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiCl}_2 \rightarrow \text{NiS} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$   
 4.9.  $\text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3$   
 4.10.  $\text{CoSO}_4 \rightarrow (\text{CoOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CoOHNO}_3$   
 4.11.  $\text{NaHTe} \rightarrow \text{Na}_2\text{Te} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$   
 4.12.  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3$   
 4.13.  $\text{NaHSe} \rightarrow \text{Na}_2\text{Se} \rightarrow \text{NaBr} \rightarrow \text{AgBr}$   
 4.14.  $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlOHCl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$   
 4.15.  $\text{NaHS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{KBr}$   
 4.16.  $\text{SnSO}_4 \rightarrow (\text{SnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2$   
 4.17.  $\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4$   
 4.18.  $(\text{SnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SnSO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2$   
 4.19.  $\text{BaBr}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3$   
 4.20.  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrOHSO}_4 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CrOHCl}_2$   
 4.21.  $\text{MnCl}_2 \rightarrow \text{MnOHCl} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnSO}_4$   
 4.22.  $[\text{Cr}(\text{OH})_2]\text{SO}_4 \rightarrow \text{CrOHSO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrCl}_3$   
 4.23.  $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlOHSO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$   
 4.24.  $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4$   
 4.25.  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4\text{Br} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$

- 4.26.  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuOHCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$   
 4.27.  $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnBr}_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2$   
 4.28.  $\text{FeOHSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$   
 4.29.  $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KAlO}_2$   
 4.30.  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_2]\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$

## 5.2. Способы выражения концентрации растворов

1. Сколько граммов  $\text{NaNO}_3$  необходимо для приготовления 300 мл 0,2 М раствора?
2. В 250 мл воды растворено 50 г кристаллогидрата  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Вычислить процентную концентрацию кристаллогидрата и безводного сульфата железа (II) в растворе.
3. Смешали 300 г 20 %-го раствора и 500 г 40 %-го раствора того же вещества. Какова процентная концентрация полученного раствора?
4. Для приготовления 5 %-го раствора  $\text{MgSO}_4$  взято 400 г  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Найти массу полученного раствора.
5. Сколько воды нужно взять для приготовления раствора хлорида натрия, содержащего 1,5 моля  $\text{NaCl}$  в 1 л раствора, если имеется 10 г  $\text{NaCl}$ ?
6. Сколько требуется карбоната натрия для приготовления 500 мл 0,1-молярного раствора?
7. В каком объеме 0,1 М раствора содержится 8 г  $\text{CuSO}_4$ ?
8. Смешали 10 мл 10 %-го раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,054$  г/мл) и 100 мл 30 %-го раствора той же кислоты ( $\rho = 1,184$  г/мл). Вычислить процентную концентрацию полученного раствора.
9. Сколько хлорида натрия содержится в 50 мл 2 М раствора?
10. Какой объем 10 %-го раствора карбоната натрия ( $\rho = 1,105$  г/мл) требуется для приготовления 5 л 2 %-го раствора ( $\rho = 1,02$  г/мл)?
11. Вычислить молярную концентрацию 25 %-го раствора сульфата цинка ( $\rho = 1,3$  г/мл).
12. Плотность 26 %-го раствора КОН равна 1,24 г/мл. Сколько молей КОН находится в 5 л раствора?
13. Сколько воды нужно прибавить к 100 кг 92 %-го раствора, чтобы получить 28,5 %-й раствор?

14. К 1 л 6%-го раствора фосфорной кислоты ( $\rho = 1,031$  г/мл) добавили 1 л воды. Вычислить молярную концентрацию полученного раствора.
15. Какой объем 56 %-го раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,46$  г/мл) требуется для приготовления 3 л 1 М раствора?
16. К 50 мл 2 М раствора добавили столько воды, чтобы объем раствора стал равным 400 мл. Как изменилась концентрация раствора?
17. Какой объем 3 М раствора требуется для приготовления 1 л 0,3 М раствора?
18. К 3 л 10 %-го раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,054$  г/мл) добавили 5 л 2 %-го раствора той же кислоты ( $\rho = 1,009$  г/мл). Вычислить процентную концентрацию полученного раствора.
19. 2 М раствор разбавили в 20 раз. Какова молярная концентрация полученного раствора?
20. Вычислить объем 20 %-го раствора  $\text{NaOH}$  ( $\rho = 1,22$  г/мл), который требуется для приготовления 500 мл 1 М раствора.
21. Какой объем концентрированной соляной кислоты ( $\rho = 1,19$  г/мл), содержащей 38 %  $\text{HCl}$ , нужно взять для приготовления 1 л 2 М раствора?
22. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 48 %-го раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,303$  г/мл) для получения 20 %-го раствора?
23. Вычислить молярную концентрацию 20 %-го раствора сульфата железа (II) ( $\rho = 1,21$  г/мл).
24. К 40 мл 96 %-го раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,5$  г/мл) прилили 30 мл 9,9 М раствора той же кислоты ( $\rho = 1,3$  г/мл). Какова процентная концентрация полученного раствора?
25. Какой объем воды требуется для получения 5 %-го раствора гидроксида кальция из 10 г оксида кальция?
26. Какой объем 20 %-го раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,1$  г/мл) требуется для приготовления 1 л 10 %-го раствора той же кислоты ( $\rho = 1,05$  г/мл)?
27. Определить молярную концентрацию концентрированной соляной кислоты ( $\rho = 1,18$  г/мл), содержащей 36,5 % хлористого водорода.
28. Какой объем 50 %-го раствора  $\text{KOH}$  ( $\rho = 1,538$  г/мл) требуется для приготовления 3 л 6 %-го раствора ( $\rho = 1,048$  г/мл)?

29. Сколько 30 %-го раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,205$  г/мл) необходимо для приготовления 0,5 л 0,1 М раствора?
30. К 3 л воды прибавили 1 л 30 %-го раствора NaOH ( $\rho = 1,328$  г/мл). Какова процентная концентрация полученного раствора?

### 5.3. Растворимость

1. Растворимость сульфата железа (II) при 30 °С равна 32,9 г в 100 г воды. Какую массу железного купороса  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  следует взять для приготовления 5 кг насыщенного раствора?
2. Растворимость хлорида натрия при 20 °С составляет 36,0 г, а при 100 °С — 39,8 г на 100 г воды. Какая масса соли выпадет в осадок при охлаждении 500 г раствора от 100 до 20 °С?
3. Какая масса воды потребуется для растворения при 30 °С 250 г хлорида аммония, если его растворимость при этой температуре равна 41,4 г в 100 г воды?
4. Какова растворимость при 50 °С сульфата калия, если при упаривании 460 г насыщенного при этой температуре раствора получено 60 г этой соли?
5. В каком количестве воды нужно растворить 125 г кристаллогидрата  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , чтобы получить насыщенный раствор, если растворимость  $\text{MgSO}_4$  — 35,5 г в 100 г воды?
6. Какая масса нитрата калия выкристаллизуется из раствора при охлаждении 500 г насыщенного при 90 °С раствора (растворимость  $\text{KNO}_3$  200 г на 100 г воды) до 30 °С (растворимость соли 46 г на 100 г воды)?
7. Какая масса медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  выпадет в виде кристаллов при охлаждении до 20 °С 500 г насыщенного при 100 °С раствора сульфата меди? Растворимость сульфата меди при 100 и 20 °С равна соответственно 75,5 г и 20,7 г на 100 г воды.
8. Из воды и хлорида кальция приготовили насыщенный при 30 °С раствор. Охлаждение его до 10 °С привело к выпадению осадка кристаллогидрата  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  массой 21,9 г. Вычислите массы воды и безводной соли  $\text{CaCl}_2$ , взятых для приготовления раствора, если растворимость  $\text{CaCl}_2$  составляет при 10 и 30 °С соответственно 65,0 и 102 г в 100 г воды.

9. При охлаждении до  $10^{\circ}\text{C}$  200 г раствора нитрата свинца с массовой долей  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  0,36 % образовался осадок соли массой 10,2 г. Определите растворимость нитрата свинца при  $10^{\circ}\text{C}$ .
10. При охлаждении до  $10^{\circ}\text{C}$  200 г раствора нитрата свинца с массовой долей 0,36 % образовался осадок соли массой 10,2 г. Определите растворимость нитрата свинца при  $10^{\circ}\text{C}$ .
11. Растворимость нитрата калия при  $12^{\circ}\text{C}$  — 25 г, при  $60^{\circ}\text{C}$  — 110 г на 100 г воды. Насыщенный при  $60^{\circ}\text{C}$  раствор массой 420 г охлажден до  $12^{\circ}\text{C}$ . Какова масса выпавшего в осадок нитрата калия?
12. В 500 г воды растворено при нагревании 300 г хлорида аммония. Какая масса  $\text{NH}_4\text{Cl}$  выделится из раствора при охлаждении его до  $50^{\circ}\text{C}$ , если растворимость соли при этой температуре равна 50 г в 100 г воды?
13. Растворимость хлората калия при  $70^{\circ}\text{C}$  равна 30,2 г, а при  $30^{\circ}\text{C}$  — 10,1 г в 100 г воды. Сколько граммов хлората калия выделится из 70 г насыщенного при  $70^{\circ}\text{C}$  раствора, если его охладить до  $30^{\circ}\text{C}$ ?
14. Сколько граммов нитрата калия выкристаллизуется из 105 г насыщенного при  $60^{\circ}\text{C}$  раствора, если охладить его до  $0^{\circ}\text{C}$ ? Коэффициенты растворимости соли при указанных температурах соответственно равны 110 и 13 г в 100 г воды.
15. Определить массу иодида калия, которая выкристаллизуется при охлаждении 438 г насыщенного при  $80^{\circ}\text{C}$  раствора до  $20^{\circ}\text{C}$  (растворимость иодида калия при  $80^{\circ}\text{C}$  — 192 г, а при  $20^{\circ}\text{C}$  — 144 г на 100 г воды).
16. Какая масса кристаллогидрата сульфата алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  выкристаллизуется, если 1134 г насыщенного при  $100^{\circ}\text{C}$  раствора охладить до  $20^{\circ}\text{C}$ ? Растворимость  $\text{CaCl}_2$  составляет при 20 и  $100^{\circ}\text{C}$  соответственно 36,2 и 89 г в 100 г воды.
17. Какая масса кристаллогидрата  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  выкристаллизуется, если 1050 г насыщенного при  $100^{\circ}\text{C}$  раствора охладить до  $20^{\circ}\text{C}$ ? Растворимость  $\text{CuCl}_2$  составляет при 20 и  $100^{\circ}\text{C}$  соответственно 72,2 и 110 г в 100 г воды.
18. Растворимость хлорида натрия при 70 и  $20^{\circ}\text{C}$  соответственно равна 375 и 359 г/л. Какая масса хлорида натрия выделится из 55 г насыщенного при  $70^{\circ}\text{C}$  раствора, если его охладить до  $20^{\circ}\text{C}$ ?
19. Растворимость нитрата калия при 60 и  $20^{\circ}\text{C}$  соответственно равна 1101 и 316 г/л. Какая масса нитрата калия выделится из 40 г насыщенного при  $60^{\circ}\text{C}$  раствора, если его охладить до  $20^{\circ}\text{C}$ ?

20. Каковы массы безводного хлорида кальция и воды, которые необходимо взять для приготовления 150 г насыщенного при 20 °С раствора, если растворимость соли при этой температуре 745 г/л?

### Задачи по теме «Растворимость» повышенной сложности

- 1.\* Определите массу осадка хлората калия, выпавшего из раствора, полученного смешиванием 100 г раствора хлората натрия (массовая доля соли 31,95 %) и 100 г раствора хлорида калия (массовая доля соли 22,35 %), если известно, что коэффициент растворимости хлората калия составляет 73 г/л.
- 2.\* Насыщенный раствор гидрокарбоната натрия имеет молярную концентрацию соли 1,12 моль/л и плотность 1,07 г/мл. Определите коэффициент растворимости гидрокарбоната натрия в этих условиях и его массовую долю в насыщенном растворе.
- 3.\* Определите, сколько медного купороса выпало при охлаждении до 0 °С 34 мл раствора с массовой долей сульфата меди 30 % и плотностью 1,3 г/мл, если известно, что коэффициент растворимости медного купороса при 0 °С равен 150 г/л. Какова массовая доля сульфата меди в оставшемся растворе?
- 4.\* Определите массу и состав осадка, выпавшего после смешивания 120 г раствора хлорида бария с массовой долей соли 26 % и 150 г раствора нитрата натрия с массовой долей соли 50 %, если известно, что в данных условиях коэффициенты растворимости хлорида натрия и нитрата бария равны 330 и 90,45 г/л соответственно.

### 5.4. Определение теплоты растворения вещества. Определение теплоты гидратации вещества. Вычисление теплового эффекта реакции растворения

Пример решения задачи. При растворении 8 г хлорида аммония в 291 г воды температура понизилась на 2 градуса. Вычислите температуру растворения хлорида аммония в воде, принимая удельную теплоемкость полученного раствора равной теплоемкости воды (4,187 Дж/(г К)).

Решение: количество поглощающейся теплоты,  $Q = cm\Delta T = 4,187 \cdot 291 \cdot (-2) = -2435, 1 \text{ Дж}$ .

Для определения теплоты растворения хлорида аммония состав-  
ляем пропорцию на моль хлорида аммония ( $M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53,49 \text{ г/моль}$ ),  
 $\Delta H_{\text{раств}} = -16,3 \text{ кДж/моль}$ .

1. При растворении в воде 46,76 г NaCl поглощается 4,28 кДж теплоты. Рассчитайте теплоту растворения хлорида натрия.
2. Теплота растворения NaOH в воде 41,6 кДж/моль. Какое количество теплоты выделится при растворении в воде 500 г NaOH?
3. Вычислите теплоту растворения хлорида калия в воде, если при растворении 50 г в 2 л  $\text{H}_2\text{O}$  температура понизилась на  $1,5^\circ$ . Удельная теплоемкость полученного раствора 4,18 Дж/(г К).
4. Теплота растворения  $\text{NH}_4\text{NO}_3$   $-26,32 \text{ кДж/моль}$ . Сколько нитрата аммония надо растворить в 0,2 л воды, чтобы понизить температуру на  $5^\circ\text{C}$ ? Удельная теплоемкость полученного раствора 3,77 Дж/(г К).
5. Теплота растворения карбоната натрия в воде 25,6 кДж/моль. На сколько градусов повысится температура, если в 1000 мл воды растворить 24 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ? Удельную теплоемкость раствора принять равной 4,174 Дж/(г К).
6. При растворении 4 г  $\text{CuSO}_4$  в 0,2 л воды температура повысилась на  $2^\circ$ . Вычислите теплоту гидратации сульфата меди, если теплота растворения медного купороса  $-11,72 \text{ кДж/моль}$ . Удельная теплоемкость раствора равна 4,18 Дж/(г·К).
7. Рассчитайте теплоту гидратации безводного сульфата магния, если теплота растворения моля  $\text{MgSO}_4$  в 400 молях воды 84,94 кДж/моль, а при растворении 76,2 г  $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  в 14,416 кг воды поглощается 140 Дж теплоты.
8. Теплота гидратации сульфита натрия 58,16 кДж/моль. Рассчитайте теплоту растворения безводного сульфита натрия в воде, если при поглощении моля кристаллогидрата  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  в 800 молях воды поглощается 46,86 кДж теплоты.
9. Теплота гидратации безводного сульфата цинка 95,27 кДж/моль. На сколько градусов повысится температура при растворении моля сульфата цинка в 400 молях воды, если теплота растворения моля  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  в 400 молях воды  $-17,70 \text{ кДж/моль}$ ? Теплоемкость раствора 4,19 Дж/(г К).
10. Определите тепловой эффект реакции растворения натрия в воде, если  $\Delta H_{\text{NaOH}}^0 = -469,93 \text{ кДж/моль}$ .



11. При растворении 16 г хлорида аммония в 582 г воды температура понизилась на 2 градуса. Вычислите теплоту растворения  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в воде, принимая удельную теплоемкость полученного раствора равной теплоемкости воды (4,187 Дж/(г К)).
12. При растворении в воде 100 г  $\text{NaCl}$  поглощается 9,15 кДж теплоты. Вычислите теплоту растворения хлорида натрия.
13. Теплота растворения карбоната натрия в воде 25,6 кДж/моль. На сколько градусов повысится температура, если в 500 мл воды растворить 12 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?
14. Теплота растворения  $\text{NaOH}$  в воде 41,6 кДж/моль. Какое количество теплоты выделится при растворении в воде 200 г  $\text{NaOH}$ ?
15. Теплота растворения  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  –26,32 кДж/моль. Сколько нитрата аммония надо растворить в 0,3 л воды, чтобы понизить температуру на 5°? Удельная теплоемкость полученного раствора равна 3,77 Дж/(г·К).
16. Теплота гидратации сульфита натрия 58,16 кДж/моль. Рассчитайте теплоту растворения безводного сульфита натрия в воде, если при поглощении 0,5 моля кристаллогидрата  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  в 400 молях воды поглощается 23,43 кДж теплоты.
17. Вычислите теплоту растворения хлорида калия в воде, если при растворении 100 г в 400 мл  $\text{H}_2\text{O}$  температура понизилась на 1,5°. Удельная теплоемкость полученного раствора равна 4,18 Дж/(г К).
18. Теплота растворения  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  равна –26,32 кДж/моль. Сколько нитрата аммония надо растворить в 0,5 л воды, чтобы понизить температуру на 5°? Удельная теплоемкость полученного раствора 3,77 Дж/(г К).
19. Теплота растворения  $\text{NaOH}$  в воде 41,6 кДж/моль. Какое количество теплоты выделится при растворении в воде 100 г  $\text{NaOH}$ ?
20. Вычислите теплоту растворения хлорида калия в воде, если при растворении 100 г его в 4 л  $\text{H}_2\text{O}$  температура понизилась на 1,5°. Удельная теплоемкость полученного раствора 4,18 Дж/(г К).
21. Теплота растворения  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  –26,32 кДж/моль. Сколько нитрата аммония надо растворить в 0,5 л воды, чтобы понизить температуру на 5°? Удельная теплоемкость полученного раствора 3,77 Дж/(г К).
22. Теплота растворения карбоната натрия в воде 25,6 кДж/моль. На сколько градусов повысится температура, если в 1000 мл воды растворить 50 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

---

## 6. Гидролиз солей.

### Ионное произведение воды.

---

**М**олекулы воды характеризуются значительной полярностью. Чистая вода почти не проводит электрический ток, однако часть молекул может диссоциировать на ионы:  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ . С увеличением температуры диссоциация воды усиливается. Для удобства был введен водородный показатель —  $\text{pH}$  — величина, которая характеризует кислотность среды.

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}.$$

Водородный показатель ( $\text{pH}$ ) можно измерить с помощью индикаторов или с помощью прибора  $\text{pH}$ -метра.

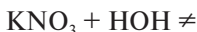
Растворение вещества в воде часто сопровождается химическим взаимодействием обменного характера.

Гидролиз солей — это взаимодействие ионов вещества с составными частями воды, приводящее к смещению ионного равновесия воды и изменению  $\text{pH}$  среды.

Гидролиз является обратимым процессом. Причина гидролиза — образование малодиссоциированных или труднорастворимых продуктов. Следствием гидролиза является нарушение равновесия в системе:

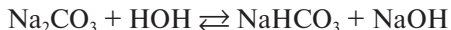
$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ , в результате которого среда становится кислой или щелочной.

1. Соль, образованная сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергается, реакция среды нейтральная:



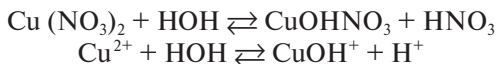
Ионы  $\text{K}^+$  и  $\text{NO}_3^-$  не образуют с водой малодиссоциированных продуктов ( $\text{KOH}$  и  $\text{HNO}_3$  — сильные электролиты).

2. Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, подвергается гидролизу по аниону. Реакция среды щелочная ( $\text{pH} > 7$ ).

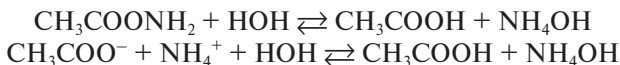


Первая ступень гидролиза:  $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

3. Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, подвергается гидролизу по катиону. Реакция среды кислая ( $\text{pH} < 7$ ).



4. Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, подвергается гидролизу по катиону и аниону. Характер среды определяется степенью диссоциации образовавшихся соединений.



Гидролиз можно усилить, если:

- а) разбавить раствор;
- б) нагреть раствор (усилить процесс диссоциации  $\text{H}_2\text{O}$ );
- в) связать один из продуктов гидролиза (обычно это ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , которые накапливаются при гидролизе); связывание их в молекулы воды приводит к смещению равновесия.

### Задания к теме 6. Гидролиз солей

1. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения процессов, происходящих при гидролизе солей, укажите  $\text{pH}$  растворов ( $\text{pH} > 7$  или  $\text{pH} < 7$ ):

1.1. $\text{BeCl}_2$	1.11. $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	1.21. $\text{Na}_2\text{SiO}_3$
1.2. $\text{K}_2\text{S}$	1.12. $\text{CuCl}_2$	1.22. $\text{CuSO}_4$
1.3. $\text{Na}_2\text{S}$	1.13. $\text{K}_3\text{PO}_4$	1.23. $\text{SnBr}_2$
1.4. $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$	1.14. $\text{FeCl}_3$	1.24. $\text{K}_2\text{CO}_3$
1.5. $\text{NiSO}_4$	1.15. $\text{FeBr}_2$	1.25. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$
1.6. $\text{NaCN}$	1.16. $\text{NaHS}$	1.26. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
1.7. $\text{CoCl}_2$	1.17. $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	1.27. $\text{KCN}$
1.8. $\text{CdBr}_2$	1.18. $\text{NiCl}_2$	1.28. $\text{CrBr}_3$
1.9. $\text{BaS}$	1.19. $\text{ZnSO}_4$	1.29. $\text{FeSO}_4$
1.10. $\text{KHCO}_3$	1.20. $\text{K}_2\text{HPO}_4$	1.30. $\text{Na}_2\text{SO}_3$

2. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения процессов, происходящих при совместном гидролизе солей:

2.1. $\text{K}_2\text{SiO}_3$	+ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	2.16. $\text{FeBr}_2$	+ $\text{Na}_2\text{CO}_3$
2.2. $\text{SnBr}_2$	+ $\text{K}_2\text{CO}_3$	2.17. $\text{K}_2\text{S}$	+ $\text{BeSO}_4$
2.3. $\text{FeCl}_3$	+ $\text{Na}_2\text{CO}_3$	2.18. $\text{NH}_4\text{Br}$	+ $\text{Na}_2\text{SiO}_3$
2.4. $\text{CrBr}_3$	+ $\text{K}_2\text{S}$	2.19. $\text{Na}_2\text{SO}_3$	+ $\text{SnCl}_2$
2.5. $\text{K}_2\text{SiO}_3$	+ $\text{BeBr}_2$	2.20. $\text{BeBr}_2$	+ $\text{BaS}$
2.6. $\text{Na}_2\text{CO}_3$	+ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	2.21. $\text{AlBr}_3$	+ $\text{Na}_2\text{SO}_3$
2.7. $\text{CrBr}_3$	+ $\text{K}_2\text{CO}_3$	2.22. $\text{Na}_2\text{SO}_3$	+ $\text{SnCl}_2$
2.8. $\text{NH}_4\text{Cl}$	+ $\text{K}_2\text{SiO}_3$	2.23. $\text{Na}_2\text{CO}_3$	+ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
2.9. $\text{K}_2\text{SO}_3$	+ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	2.24. $\text{BeCl}_2$	+ $\text{Na}_2\text{SiO}_3$
2.10. $\text{SnSO}_4$	+ $\text{Na}_2\text{CO}_3$	2.25. $\text{K}_2\text{S}$	+ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
2.11. $\text{K}_2\text{SO}_3$	+ $\text{CrCl}_3$	2.26. $\text{K}_2\text{SiO}_3$	+ $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$
2.12. $\text{K}_2\text{S}$	+ $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	2.27. $\text{Na}_2\text{CO}_3$	+ $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
2.13. $\text{AlCl}_3$	+ $\text{K}_2\text{SO}_3$	2.28. $\text{SnSO}_4$	+ $\text{Na}_2\text{SO}_3$
2.14. $\text{Na}_2\text{S}$	+ $\text{AlBr}_3$	2.29. $\text{K}_2\text{SO}_3$	+ $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
2.15. $\text{K}_2\text{S}$	+ $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$	2.30. $\text{AlBr}_3$	+ $\text{Na}_2\text{CO}_3$

---

## 7. Окислительно-восстановительные реакции

---

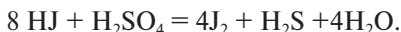
### 7.1. Принципы написания окислительно-восстановительных реакций

---

**О**кислительно-восстановительные реакции — это процессы, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов. Степень окисления — условный электрический заряд, который получил бы атом, если бы общие электроны пары полностью сместились к более электроотрицательному атому. Процесс отдачи электронов называется окислением, присоединения — восстановлением. Вещество, в состав которого входит атом или ион, способный присоединять электроны, называется окислителем. Вещество, в состав которого входит атом или ион, способный отдавать электроны, называется восстановителем. Для нахождения коэффициентов в уравнениях используется метод электронного баланса: число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

#### Классификация ОВР

1. Межмолекулярные — это реакции, которые протекают с изменением степени окисления атомов в разных молекулах, то есть окислитель и восстановитель находятся в разных веществах:



2. Внутримолекулярные — реакции, которые протекают с изменением степени окисления разных атомов в одной и той же молекуле. Атом с более положительной степенью окисления будет окислять атом с меньшей степенью окисления:



3. Реакции диспропорционирования — протекание таких реакций сопровождается одновременным увеличением и уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента. При этом исходное вещество образует соединения, одно из которых содержит атомы с более высокой, а другое — с более низкой степенью окисления. Эти реакции возможны для веществ, содержащих атомы с промежуточной степенью окисления



Окислителями в химических реакциях часто могут быть галогены, перманганат калия, бихромат калия, фтор, кислород, озон, пероксид водорода, серная концентрированная и азотная кислоты, диоксид свинца, гипохлориты, хлораты, царская водка, ионы благородных металлов, электрический ток на аноде.

Восстановителями могут быть атомы металлов, водород, сероводород, хлороводород, иодид калия.

По методу электронно-ионных полуреакций на основании заданной молекулярной реакции составляют ионную схему с указанием среды; записывают уравнения процессов окисления восстановителя и восстановления окислителя; уравнивают количество атомов водорода и кислорода в левой и правой частях полуреакций с учетом среды; уравнивают суммарные заряды левой и правой частей полуреакции (прибавление электронов увеличивает суммарный отрицательный заряд, а отнятие электронов повышает суммарный положительный заряд); уравнивают число электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем; складывают левые и правые части уравнений и получают общее ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции; на основании ионного уравнения составляют молекулярное.

Пример: Определить степень окисления марганца в соединениях:  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ .

Решение: Составляем простейшие алгебраические уравнения, обозначив степень окисления марганца за  $x$ .

Формула соединения	Алгебраическое уравнение	Степень окисления
$\text{MnO}_2$	$x + 2(-2) = 0$	$x = +4$
$\text{K}_2\text{MnO}_4$	$2(+1) + x + 4(-2) = 0$	$x = +6$
$\text{KMnO}_4$	$+1 + x + 4(-2) = 0$	$x = +7$

При составлении уравнений полуреакций окисления и восстановления необходимо учитывать среду и возможность участия в реакции молекул воды или других ионов. Для уравнивания числа атомов кислорода (наиболее часто встречающийся случай) можно воспользоваться таблицей, в которой «избыточный» атом кислорода в составе сложной частицы обозначен « $\text{O}^{2-}$ »:

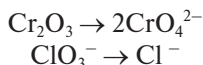
Процесс	Среда в окислительно-восстановительных реакциях		
	кислая	щелочная	нейтральная
Связывание « $\text{O}^{2-}$ »: ( $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2^-$ )	« $\text{O}^{2-}$ »: $+ 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$	« $\text{O}^{2-}$ »: $+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{OH}^-$	« $\text{O}^{2-}$ » $+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{OH}^-$
Введение « $\text{O}^{2-}$ » ( $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$ )	$\text{H}_2\text{O} = \text{«O}^{2-}\text{»} + 2\text{H}^+$	$2\text{OH}^- = \text{«O}^{2-}\text{»} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O} = \text{«O}^{2-}\text{»} + 2\text{H}^+$

Алгоритм расчета коэффициентов и написания ОВР рассмотрим на примере составления уравнения реакции с заданными в ионной форме продуктами. Схема ОВР:

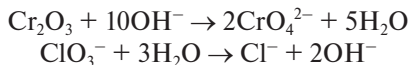


1. Рассчитываем степени окисления элементов (указаны на схеме), определяем окислитель и его восстановленную форму ( $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^-$ ), восстановитель и его окисленную форму ( $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$ ).

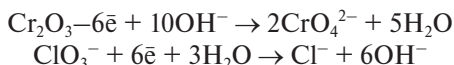
2. Делим реакцию на две полуреакции — полуреакцию окисления и полуреакцию восстановления, т. е. записываем отдельно выделенные пары. Уравниваем в левой и правой частях каждой полуреакции число атомов элемента, отличающегося от кислорода и водорода (Cr):



3. При необходимости уравниваем число атомов кислорода (табл.) и водорода с учётом того, что задана щелочная среда (в исходных веществах присутствует щёлочь KOH):



4. По изменению степени окисления атомов элементов подсчитываем число отданных и принятых электронов и дописываем их со знаком (+) или (−) в левую часть уравнений полуреакций:



5. Проверяем равенство суммарного заряда ионов и электронов в левой и правой частях уравнений полуреакции:

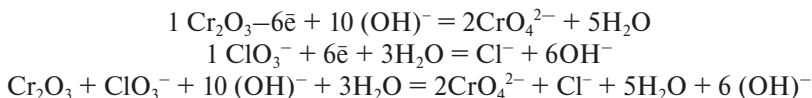
а) первая полуреакция (окисления)

$$\begin{array}{ll}-6(-1) + 10(-1) = -4 & 2(-2) = -4; \\ \text{слева} & \text{справа}\end{array}$$

б) вторая полуреакция (восстановления)

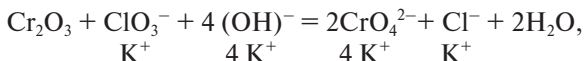
$$\begin{array}{ll}-1 + 6(-1) = -7 & -1 + 6(-1) = -7 \\ \text{слева} & \text{справа}\end{array}$$

Затем уравниваем число отданных и принятых электронов (ставим наименьшие кратные множители перед уравнениями полуреакций), суммируем уравнения, умножив каждое слагаемое на соответствующий коэффициент:

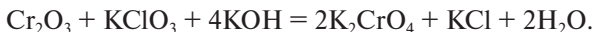




6. Приводим подобные члены в суммарном уравнении и по полученному ионному уравнению, где стоят все основные коэффициенты,

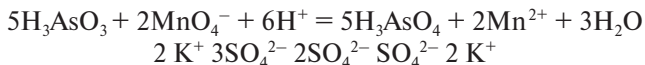
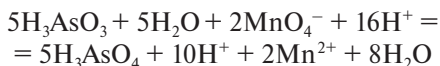


дописываем молекулярное уравнение:



Соблюдая электронейтральность молекул, составляем формулы продуктов реакции подбором для каждого иона противоположно заряженных ионов — противоионов, включая и те, которые не показаны в ионном уравнении (в данной реакции это ионы  $\text{K}^+$ , они указаны под ионным уравнением для каждого из ионов снизу от черты).

Аналогично составляют ОВР в других средах, например в кислой среде:



## Задания к теме 7

## 7.1. Составление окислительно-восстановительных реакций

1. Составьте электронно-ионные схемы и молекулярные уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель:

- 1.1.  $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{I}_2$   
 $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{Br}^-$
- 1.2.  $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{KBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2, \text{SeO}_4^{2-}$   
 $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{I}_2$
- 1.3.  $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Br}^-, \text{CrO}_4^{2-}$   
 $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{Mn}^{2+}$
- 1.4.  $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_2$   
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{3+}$
- 1.5.  $\text{KClO}_3 + \text{KCrO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{CrO}_4^{2-}$   
 $\text{CrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2, \text{Cr}^{3+}$
- 1.6.  $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2, \text{NO}_2$   
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{CrO}_4^{2-}$
- 1.7.  $\text{KCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$   
 $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{Ni}(\text{OH})_3$
- 1.8.  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{MnO}_2$   
 $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{Cl}^-$
- 1.9.  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$   
 $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^-, \text{Cl}^-$
- 1.10.  $\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$   
 $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{IO}_3^-$
- 1.11.  $\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2, \text{NO}$   
 $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}, \text{Cr}^{3+}$
- 1.12.  $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^-, \text{SO}_4^{2-}$   
 $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}^-, \text{Fe}^{3+}$
- 1.13.  $\text{KNO}_3 + \text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3, \text{ZnO}_2^{2-}$   
 $\text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{SO}_4^{2-}$
- 1.14.  $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}, \text{I}^-$   
 $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}^{3+}, \text{MnO}_4^-$
- 1.15.  $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$   
 $\text{KMnO}_4 + \text{V}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{VO}^{2+}$

- 1.16.  $\text{FeCl}_2 + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{N}_2\text{O}$   
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
- 1.17.  $\text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$   
 $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{S}$
- 1.18.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{SO}_4^{2-}$   
 $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{NO}_2$
- 1.19.  $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{NO}_2$   
 $\text{Cl}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{FeO}_4^{2-}$
- 1.20.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{Cl}_2$   
 $\text{FeCl}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3, \text{BiO}^+$
- 1.21.  $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Sn}^{4+}, \text{As}$   
 $\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Co}^{2+}, \text{Cl}_2$
- 1.22.  $\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^-, \text{SO}_4^{2-}$   
 $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S}, \text{NO}$
- 1.23.  $\text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}, \text{I}_2$   
 $\text{Na}_2\text{WO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{WO}_2, \text{Fe}^{3+}$
- 1.24.  $\text{NaCrO}_2 + \text{NaClO} + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$   
 $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{NO}_3^-$
- 1.25.  $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}^{2+}, \text{HMnO}_4$   
 $\text{PbO}_2 + \text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{I}_2, \text{Pb}^{2+}$
- 1.26.  $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}^{4+}, \text{Cr}^{3+}$   
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
- 1.27.  $\text{HNO}_3 + \text{Ni} \rightarrow \text{N}_2\text{O}, \text{Ni}^{2+}$   
 $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{Cl}_2$
- 1.28.  $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$   
 $\text{HCl} + \text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Ni}^{2+}, \text{Cl}_2$
- 1.29.  $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{NO}_3^-$   
 $\text{SnCl}_2 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Sn}^{4+}, \text{Br}^-$
- 1.30.  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$   
 $(\text{BiO})_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{BiO}_3^-, \text{Br}^-$

## 7.2. Задачи на материальный баланс окислительно-восстановительных реакций

1. После погружения железной пластинки массой 8 г в 15 %-ный раствор нитрата свинца (II) объемом 50 см<sup>3</sup> ( $\rho = 1,23 \text{ г/см}^3$ ) масса соли уменьшилась втрое. Какой стала масса пластинки?

2. Масса железного стержня после выдерживания в растворе нитрата меди (II) увеличилась на 1,6 г и составила 23,2 г. Рассчитайте массу железного стержня до погружения в раствор нитрата меди, а также массу меди после реакции.
3. В раствор нитрата серебра погрузили цинковую пластинку массой 120 г. Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 5,7 % и далее не изменялась. Определите массу нитрата серебра в исходном растворе.
4. В раствор уксусата серебра погрузили медную пластинку массой 55 г. Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 6,9 % и далее не изменялась. Определите массу уксусата серебра в исходном растворе.
5. Железную пластинку массой 9,02 г продолжительное время выдерживали в растворе, содержащем 1,6 г сульфата меди. По окончании реакции пластинку вынули и высушили. Чему стала равна ее масса?
6. Железную пластинку массой 20,4 г опустили в раствор сульфата меди (II). Какая масса железа перешла в раствор к моменту, когда масса пластинки стала равной 22 г?
7. Никелевая пластинка массой 15 г опущена в раствор хлорида золота (III). Через некоторое время ее масса стала равна 15,651 г. Определите массу прореагировавшего хлорида золота (III).
8. Железную пластинку массой 100 г погрузили в 250 г 20 %-го раствора сульфата меди. Через некоторое время пластинку вынули, промыли, просушили и взвесили (ее масса оказалась равной 102 г). Рассчитайте массовый состав раствора после удаления из него металлической пластины.
9. Алюминиевую пластинку массой 50 г опустили в раствор хлорида меди (II). Спустя некоторое время пластинку извлекли из раствора, промыли, высушили и взвесили (ее масса оказалась равной 63,8 г). Чему равна масса меди, выделившейся на пластинке?
10. 25 г медной проволоки погрузили в 140 г 15 %-го раствора нитрата серебра. Спустя некоторое время оказалось, что массовые доли солей в растворе одинаковы. Чему будет равна масса проволоки в этот момент?

- 1.\* К раствору нитрата ртути (I) массой 264 г с массовой долей соли 20 % добавили цинковые опилки. Через некоторое время массовая доля нитрата ртути (I) в растворе составила 6 %. Рассчитайте, как изменится масса металла.
- 2.\* Цинковую пластинку массой 8 г опустили в 50 мл 15 %-го раствора нитрата свинца (плотность 1,32 г/мл) и вынули, когда ее масса стала равной 10,84 г. Во сколько раз уменьшилась масса нитрата свинца в растворе к этому моменту?
- 3.\* В 50 г раствора сульфата двухвалентного металла поместили кадмиевую пластинку. Спустя некоторое время масса пластинки уменьшилась на 1,2 г, а массовая доля сульфата кадмия в растворе составила 8,125 %. Определите металл.
- 4.\* Чтобы посеребрить медную пластину массой 10 г, ее опустили в раствор 20 %-го раствора нитрата серебра массой 250 г. Когда пластину вынули, оказалось, что массовая доля нитрата серебра в растворе уменьшилась на 20 %. Какой стала масса пластинки?
- 5.\* В раствор, содержащий нитрат меди (II) массой 14,1 г и нитрат ртути (II) массой 14,6 г, погрузили кадмиевую пластинку массой 50 г. Рассчитайте увеличение массы пластины (в %) после полного выделения меди и ртути из раствора.
- 6.\* Оловянную пластинку массой 16,9 г опустили в 435,5 г раствора бромида железа (III) с массовой долей соли 20 %. После некоторого выдерживания пластинки в растворе ее вынули, при этом оказалось, что массовая доля нитрата железа (III) стала равной массовой доле образовавшейся соли олова. Определите массу пластинки (до десятых г), после того как ее вынули из раствора.
- 7.\* Железную пластинку массой 20,85 г опустили в 8 %-ный раствор нитрата меди объемом 83,52 мл (плотность 1,1 г/см<sup>3</sup>). Через некоторое время пластинку вынули, очистили и взвесили. Определите массу пластинки, если в полученном растворе массовая доля нитрата меди оказалась равной массовой доле нитрата железа (II).
- 8.\* В 192 мл раствора нитрата свинца (II) с массовой долей соли 30 % и плотностью 1,15 г/мл опустили цинковую пластинку массой 100 г. Через некоторое время пластинку вынули, промыли водой, высушили и взвесили. Ее масса оказалась равной 121,3 г. Определите массовые доли веществ в оставшемся растворе.

- 9.\*\* Железная пластинка массой 10,0 г опущена в раствор хлорида неизвестного металла. После полного осаждения металла масса железной пластинки составила 10,1 г. Кадмиевая пластинка такой же массы (10,0 г), опущенная в такой же раствор, после осаждения на ней металла имела массу 9,4 г. Хлорид какого металла содержался в растворе? Определите массовую долю (%) хлорида металла, если объем исходного раствора составил  $100 \text{ см}^3$  ( $\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$ ).
- 10.\*\* В раствор, содержащий нитрат железа (II) и нитрат железа (III) с равными молярными концентрациями, опустили цинковую пластинку массой 6,5 г. После окончания химических реакций масса пластинки стала равна 5,995 г. Пластинку вынули из раствора и растворили при нагревании в 286,5 мл раствора серной кислоты с массовой долей кислоты 95 % и плотностью 1,8 г/мл. Определите объем выделившегося при этом газа (н. у.) и массовые доли веществ в полученном растворе.
- 11.\*\* В 40 мл раствора с плотностью 1,25 г/мл, содержащего по 10 % (по массе) нитрата натрия, нитрат серебра и нитрат меди, погрузили цинковую пластинку массой 9,75 г. После окончания всех реакций массовая доля нитрата натрия в растворе увеличилась до 10,81 %. Пластинку вынули из раствора и обработали избытком соляной кислоты, в результате чего выделилось 2,128 л газа (н. у.). Определите массовые доли нитрата меди и нитрата серебра в исходном растворе.

## 7.2. Количественная характеристика окислительно-восстановительных реакций

На границе металл-раствор возникает электрохимический потенциал, называемый «электродным». В данном случае металлический электрод непосредственно участвует в реакции:



Величина потенциала зависит от природы, концентрации веществ, участвующих в электродном процессе, от температуры и находится по уравнению Нернста:

$$E = E^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{C_{\text{ок.}}}{C_{\text{восст.}}} = E^0 + \frac{2 \cdot 10^{-4} T}{n} \lg \frac{C_{\text{ок.}}}{C_{\text{восст.}}},$$

где  $E^0$  — стандартный потенциал;  $R$  — универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль·К);  $F$  — число Фарадея (96500 Кл/моль);  $n$  — число электронов, участвующих в электродном процессе;  $C_{\text{ок.}}$  и  $C_{\text{восст.}}$  — произведения концентраций (активностей) веществ, принимающих участие в соответствующей полуреакции в окисленной (ок.) и восстановленной (восст.) формах. После подстановки значений  $R$ ,  $F$  и  $T = 298$  К электродный потенциал металла в растворе его соли равен:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Me}^{n+}].$$

Из двух электродов можно составить систему, которая называется гальваническим элементом. В нем химическая энергия превращается в электрическую. Электрод, имеющий меньшее значение потенциала в конкретной паре электродов, называется анодом (–), на нем идет процесс окисления, т. е. отдача электронов. Электрод, имеющий большее значение потенциала, называется катодом (+), на нем протекает процесс восстановления, т. е. приема электронов.

В схеме записи гальванического элемента слева принято записывать анод.

Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента — это равновесная разность потенциалов между катодом и анодом, которая всегда положительна по величине.

Химические источники тока — это устройства для преобразования энергии химических реакций в электрическую за счет пространственного разделения процессов окисления и восстановления, соответствующей связи зоны реакции и конструктивных элементов внешней цепи.

Первичные источники тока (батарейки) — однократные, вторичные источники — аккумуляторы — допускают многократное использование. Топливные элементы принципиально отличаются непрерывным подводом и расходом электрохимически активных веществ

на электродах. Это перспективный экологически рациональный источник энергии благодаря высокому коэффициенту полезного действия и отсутствию вредных выбросов.

По отдельности топливные элементы создают электродвижущую силу около 1 В каждый. Чтобы увеличить напряжение, элементы соединяют последовательно. Если требуется получить больший ток, наборы каскадных элементов соединяют последовательно. Возможности использования: накопление электрической энергии (на электрических станциях), аварийные источники энергии, автономное электроснабжение, портативная электроника, электромобили и т.д.

### **Задания на количественную характеристику окислительно-восстановительных реакций**

1. Рассчитайте ЭДС; если концентрация раствора не указана, потенциал примите стандартным. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, молекулярное уравнение токообразующей реакции, укажите направление движения электронов и ионов в следующих гальванических элементах:

- 1.1.  $\text{Ag}/\text{AgNO}_3, 0,001\text{M}/\text{Zn}(\text{NO}_3)_2/\text{Zn}$
- 1.2.  $\text{Cd}/\text{CdSO}_4, 0,1\text{M}/\text{CuSO}_4, 0,01\text{M}/\text{Cu}$
- 1.3.  $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4, 0,01\text{M}/\text{FeSO}_4, 0,1\text{M}/\text{Fe}$
- 1.4.  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4/\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{FeSO}_3(\text{C})$
- 1.5.  $\text{Fe}/\text{FeSO}_4/\text{FeSO}_4, 0,1\text{M}/\text{Fe}$
- 1.6.  $\text{Co}/\text{CoSO}_4, 0,01\text{M}/\text{CoSO}_4/\text{Co}$
- 1.7.  $\text{Ti}/\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3, 0,5\text{M}/\text{AgNO}_3/\text{Ag}$
- 1.8.  $\text{Ag}/\text{AgNO}_3, 0,01\text{M}/\text{H}_2\text{SO}_4/\text{H}_2(\text{Pt})$
- 1.9.  $\text{Pb}/\text{Pb}(\text{NO}_3)_2/\text{Cd}(\text{NO}_3)_2, 0,1\text{M}/\text{Cd}$
- 1.10.  $\text{Al}/\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,005\text{M}/\text{NiSO}_4, 0,01\text{M}/\text{Ni}$
- 1.11.  $\text{Sn}/\text{SnSO}_4, 0,01\text{M}/\text{SnSO}_4/\text{Sn}$
- 1.12.  $(\text{Pt}) \text{H}_2/\text{H}_2\text{SO}_4/\text{ZnSO}_4, 0,01\text{M}/\text{Zn}$
- 1.13.  $\text{Ag}/\text{AgNO}_3/\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,05\text{M}/\text{Cr}$
- 1.14.  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4/\text{V}_2(\text{SO}_4)_3, 0,05\text{M}/\text{V}$
- 1.15.  $\text{Ni}/\text{NiSO}_4, 0,1\text{M}/\text{H}_2\text{SO}_4/\text{H}_2(\text{Pt})$
- 1.16.  $(\text{Pt}) \text{H}_2/\text{H}_2\text{SO}_4/\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,5\text{M}/\text{Al}$
- 1.17.  $\text{Ni}/\text{NiSO}_4/\text{NiSO}_4, 0,001\text{M}/\text{Ni}$
- 1.18.  $\text{Ag}/\text{AgNO}_3, 0,1\text{M}/\text{AgNO}_3, 0,0001\text{M}/\text{Ag}$



- 1.19.  $\text{Sn}/\text{SnSO}_4//\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,05\text{M}/\text{Cr}$
- 1.20.  $\text{Co}/\text{CoSO}_4//\text{ZnSO}_4, 0,01\text{M}/\text{Zn}$
- 1.21.  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4, 0,1\text{M}//\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,5\text{M}/\text{Al}$
- 1.22.  $\text{Ag}/\text{AgNO}_3, 0,01\text{M}//\text{Pb}(\text{NO}_3)_2/\text{Pb}$
- 1.23.  $(\text{Pt}) \text{H}_2/\text{H}_2\text{SO}_4//\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,005\text{M}/\text{Al}$
- 1.24.  $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4, 0,1\text{M}//\text{ZnSO}_4, 0,0001\text{M}/\text{Zn}$
- 1.25.  $\text{Cr}/\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,005\text{M}//\text{CdSO}_4/\text{Cd}$
- 1.26.  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4, 0,1\text{M}//\text{H}_2\text{SO}_4/\text{H}_2(\text{Pt})$
- 1.27.  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4//\text{SnCl}_4, \text{SnCl}_2(\text{C})$
- 1.28.  $\text{V}/\text{V}_2(\text{SO}_4)_3, 0,5\text{M}//\text{H}_2\text{SO}_4/\text{H}_2(\text{Pt})$
- 1.29.  $\text{Cr}/\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,005\text{M}//\text{ZnSO}_4/\text{Zn}$
- 1.30.  $(\text{C}) \text{KMnO}_4, \text{MnSO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4//\text{NiSO}_4/\text{Ni}$

---

## 8. Электролиз растворов

---

**Э**лектролиз — это совокупность процессов, происходящих при прохождении постоянного электрического тока через электрохимическую систему, состоящую из двух электродов и электролита.

Электрод, на котором происходит восстановление, называется катодом, он заряжен отрицательно. Электрод, на котором происходит окисление, называется анодом, он заряжен положительно. Установка, в которой проводят электролиз, называется электролизером или электролитической ванной. Характер протекания электродных процессов зависит от состава электролита, материала электродов, режима электролиза (температура, напряжение, плотность тока и т. д.).

Различают электролиз расплавов и растворов электролитов.

Электролиз расплавов в промышленности используют для получения активных металлов. При пропускании постоянного электрического тока через расплав соли одновременно протекают следующие процессы:

- направленное движение катионов к катоду, анионов к аноду;
- восстановление ионов металлов на катоде;
- окисление анионов на аноде.

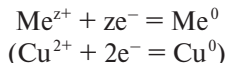
Электролиз растворов электролитов более сложен из-за возможности участия в электродных процессах молекул воды. Если возможно несколько процессов, то наиболее вероятен тот процесс, осуществление которого связано с минимальной затратой энергии. На катоде восстанавливаются в первую очередь частицы с наибольшим значением электродного потенциала, а на аноде окисляются частицы с наименьшим значением электродного потенциала. В реальных процессах этот порядок часто нарушается из-за перенапряжения на электродах, вызванного их поляризацией и другими побочными процессами. Пе-

реонапряжение при электролизе — это разность между напряжением, наложенным на электроды, и ЭДС гальванического элемента, отвечающего обратной реакции. Напряжение разложения — наименьшая разность потенциалов, необходимая для проведения процесса электролиза.

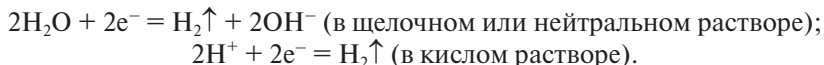
Для определения последовательности протекания процессов используются следующие правила:

### **Катодный процесс:**

1. Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал, больший, чем у водорода ( $> -1$  В), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде:



2. Катионы металлов, имеющих малую величину стандартного электродного потенциала (от  $\text{Li}^+$  до  $\text{Al}^{3+}$  включительно), не восстанавливаются на катоде, а вместо них восстанавливаются молекулы воды с выделением водорода:



3. Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал, меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия (от  $\text{Al}^{3+}$  до  $\text{H}^{+}$ ), при электролизе восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

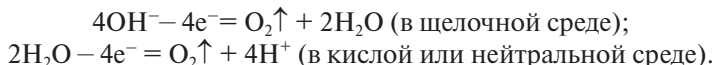
### **Анодный процесс**

Инертным называется анод, материал которого не претерпевает окисления в процессе электролиза (уголь, графит, платина).

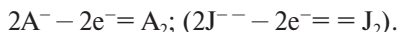
Активным (растворимым) называется анод, материал которого может окисляться в процессе электролиза (медь, цинк, кадмий, никель и др. металлы).

1. На инертном аноде при электролизе водных растворов щелочей, кислородсодержащих кислот и их солей, а также фторводоро-

да (HF) и фторидов происходит электрохимическое окисление воды с выделением кислорода:



2. При электролизе водных растворов бескислородных кислот и их солей (кроме фторводорода и фторидов) на инертном аноде разряжаются анионы:



3. В щелочных растворах на аноде окисляются гидроксид-ионы.

4. При использовании растворимых анодов электроны во внешнюю цепь посылает сам анод за счет окисления атомов металла, из которого сделан анод.

### **Законы электролиза — законы Фарадея**

1. Количество вещества, окисленного на аноде или восстановленного на катоде, пропорционально количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита:

$$m = \frac{\mu It}{zF},$$

где  $m$  — масса вещества, г;  $\mu$  — молярная масса вещества, г/моль;  $z$  — число электронов, принимающих участие в процессе;  $I$  — сила тока, А;  $t$  — время, с;  $F$  — постоянная Фарадея, равна 96500 Кл/моль.

2. Количество вещества, окисленного на аноде или восстановленного на катоде, при пропускании одного и того же количества электричества пропорционально его химическому эквиваленту.

Показателем эффективности электролиза является выход по току, определяемый как отношение массы вещества, фактически полученной в данных условиях электролиза, к массе вещества, теоретически вычисленной на основании закона Фарадея.

## Применение электролиза

### 1. Получение металлов и сплавов электролизом

Электролизом расплавов получают алюминий, магний, натрий, литий, бериллий, кальций, а также некоторые сплавы. Электролизом растворов солей получают медь, цинк, кадмий, никель, кобальт, марганец и другие металлы. На катоде происходит разряд ионов металла из растворов, которые получают в результате физической и химической переработки руд. При этом обычно используются нерастворимые аноды.

2. Электролиз используют также для очистки металлов. Анодом при рафинировании служит очищаемый металл. На аноде растворяются основной металл и примеси, потенциал которых отрицательнее потенциала основного металла. Примеси, имеющие более положительный потенциал, не растворяются и выпадают в осадок. На катоде в первую очередь выделяется металл, имеющий наибольший потенциал.

3. Нанесение гальванопокрытий – покрытий, наносимых на поверхность методом электролиза, толщина покрытий от 1 до 100 мкм:

- 1) защитные (цинкование, лужение, кадмирование);
- 2) защитно-декоративные (никелирование, хромирование, серебрение);
- 3) повышающие электрическую проводимость (меднение, серебрение);
- 4) повышающие прочность и износостойкость, хромирование, родирование, палладирование);
- 5) магнитные (осаждение сплавов никель-кобальт и железо-никель);
- 6) улучшающие отражательную способность (серебрение, хромирование);
- 7) улучшающие способность к пайке (лужение, осаждение сплава олово-свинец);
- 8) уменьшающие коэффициент трения (свинцевание, хромирование, осаждение сплава олово-свинец).

Катодом служит изделие, на которое наносится покрытие. Анодом обычно служит тот же металл, что и металл покрытий. Электролиз с растворимым анодом имеет большие достоинства, так как равновесные потенциалы катода и анода одинаковы, напряжение электролиза является суммой поляризации и потерь в электролите, при этом

.....

содержание ионов в растворе остается постоянным, так как расход ионов на катоде компенсируется их поступлением с анода.

В состав растворов входят соль металла, осаждаемого на катоде, добавки, увеличивающие электрическую проводимость раствора, активирующие анодный процесс, буферные добавки, блескообразователи и поверхностно-активные вещества.

### **Применение электролиза в промышленности**

1. Анодное оксидирование (анодирование).
2. Получение неорганических веществ электролизом.
3. Получение водорода, кислорода и тяжелой воды (щелочные электролиты, электроды из железа, никеля, платины для снижения перенапряжения водорода).
4. Получение перекиси водорода, хлорокислородных соединений.
5. Производство хлора и щелочи (электролиз раствора хлорида натрия с твердым железным катодом либо с ртутным катодом).
6. Производство неорганических соединений (перманганата калия, диоксида свинца, диоксида марганца).
7. Очистка веществ (обессоливание воды).
8. Электрохимический синтез органических соединений.

### **Задания к теме 8. Электролиз**

.....

1. Составьте схемы электролиза с инертными электродами водных растворов приведенных веществ. Рассчитайте массу или объем (для газов) веществ, выделяющихся на электродах при пропускании через раствор тока 1 А в течение 1 часа:

1.1. LiBr	1.11. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	1.21. NaOH
1.2. $\text{K}_3\text{PO}_4$	1.12. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	1.22. $\text{CdSO}_4$
1.3. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	1.13. $\text{K}_2\text{SO}_4$	1.23. $\text{Na}_2\text{CO}_3$
1.4. $\text{CuCl}_2$	1.14. $\text{KMnO}_4$	1.24. $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$
1.5. $\text{FeBr}_2$	1.15. AgF	1.25. $\text{SnCl}_2$
1.6. $\text{K}_2\text{CO}_3$	1.16. $\text{NiSO}_4$	1.26. $\text{CoBr}_2$

1.7. $\text{CdCl}_2$	1.17. $\text{BeSO}_4$	1.27. $\text{TiOSO}_4$
1.8. $\text{AgNO}_3$	1.18. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	1.28. $\text{NaNO}_2$
1.9. $\text{BaCl}_2$	1.19. $\text{KOH}$	1.29. $\text{KI}$
1.10. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$	1.20. $\text{CaI}_2$	1.30. $\text{CsCl}$

## 2. Решите задачу

1. При электролизе водного раствора сульфата никеля на аноде выделилось 3,8 л кислорода, измеренного при 27 °С и давлении 100 кПа. Сколько граммов никеля выделилось на катоде?
2. При электролизе раствора нитрата серебра в течение 50 мин при силе тока 3 А на катоде выделилось 9,6 г серебра. Определить выход серебра в процентах от теоретического.
3. Ток силой в 6,7 А пропущен через электролизер, содержащий 400 мл 0,7 н раствора серной кислоты. Сколько времени должен длиться электролиз для достижения 1 н концентрации?
4. Ток силой 10 А проходит через электролизер, в котором находится 0,5 л 4,5 % раствора гидроксида натрия с плотностью 1,05 г/мл. Через какое время концентрация гидроксида натрия в растворе достигнет 10 %?
5. Через электролизер, содержащий 10 л 7,4 % раствора гидроксида калия с плотностью 1,06 г/мл, пропускали ток в течение двух суток, после чего оказалось, что концентрация  $\text{KOH}$  в растворе составляет 8 %. Какова была сила тока?
6. Насыщенный при 20 °С раствор медного купороса содержит 27 %  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и имеет плотность 1,2 г/мл. При какой силе тока можно в течение 3 часов выделить всю медь из 1 литра такого раствора?
7. Сколько минут потребуется для выделения 250 мл гремучего газа при электролизе разбавленной серной кислоты? Сила тока 0,5 А. Объем газа измерен при 7 °С и давлении 102,9 кПа.
8. При какой силе тока можно из водного раствора гидроксида натрия выделить 6 л кислорода в течение 3 ч? Объем газа измерен при 17 °С и давлении 98 кПа.
9. Сколько литров водорода выделится на катоде, если вести электролиз водного раствора гидроксида калия в течение 2,5 ч

- при силе тока 1,2 А? Объем газа измерен при 27 °С и давлении 101,8 кПа.
10. При токе силой 2,5 А выделилось в течение 15 минут 0,72 г меди из раствора сульфата меди (П). Вычислить коэффициент полезного действия тока.
  11. При какой силе тока можно в течение 15 минут выделить всю медь из 120 мл 0,2 н раствора нитрата меди (П)?
  12. Какова нормальность раствора нитрата серебра, если для выделения всего серебра из 80 мл этого раствора потребовалось пропускать ток силой в 0,8 А в течение 20 минут?
  13. При какой силе тока можно получить на катоде 0,5 г никеля, подвергая электролизу раствор сульфата никеля в течение 25 минут?
  14. Сколько минут потребуется для выделения всей меди из 40 мл 0,25 н раствора сульфата меди (П)? Сила тока 1,93 А.
  15. Для выделения 1,75 г некоторого металла из раствора его соли потребовалось пропускать ток силой 1,8 А в течение 1,5 часов. Вычислить эквивалент металла.
  16. Чему равна сила тока, если при электролизе хлорида магния в течение 30 минут на катоде выделилось 8,4 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислите массу вещества, выделяющегося на аноде.
  17. При электролизе растворов сульфата магния и хлорида цинка, соединенных последовательно с источником тока, на одном из катодов выделилось 0,25 г водорода. Сколько граммов вещества выделится на другом катоде и на анодах?
  18. Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах при электролизе раствора бромиды калия в течение 1 часа 35 минут при силе тока 15 А?
  19. При электролизе раствора сульфата меди на аноде выделилось 168 см<sup>3</sup> кислорода, измеренного при нормальных условиях. Сколько граммов меди выделилось на катоде?
  20. Сколько граммов серной кислоты образуется возле анода при электролизе раствора сульфата натрия, если на аноде выделяется 1,12 л кислорода, измеренного при н. у.? Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде.



### Задачи повышенной сложности

- 1.\* Электрохимическое никелирование (нанесение никелевого покрытия) проводят методом электролиза в подкисленном растворе сульфата никеля (II) с никелевым анодом. Рассчитайте толщину никелевого покрытия, которое можно нанести на изделие с площадью поверхности  $0,05 \text{ м}^2$  за 15 минут при силе тока 800 А и выходе реакции 60 %. Плотность никеля равна  $8,9 \text{ г/см}^3$ .
- 2.\* Электролиз 200 г раствора сульфата меди (II) с массовой долей соли 5 % продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 4 г. Определите массовые доли веществ в оставшемся растворе и количества продуктов, выделившихся на электродах.
- 3.\* После электролиза 250 г раствора нитрата ртути (II) с массовой долей соли 19,5 % масса раствора уменьшилась на 50,55 г. Определите массы веществ, выделившихся на электродах.
- 4.\* Через 136,4 мл раствора плотностью  $1,1 \text{ г/мл}$ , содержащего нитрат меди с массовой долей 6,27 % и хлорид натрия с массовой долей 11,7 %, пропустили постоянный электрический ток. В результате этого на электродах выделилось 6,72 л газов (н. у.). Определите массовые доли веществ в растворе после электролиза.
- 5.\* В два последовательно соединенных электролизера поместили по 100 г растворов: в первый 10 %-ный раствор хлорида натрия, во второй — 10 %-ный раствор хлорида золота (III) и включили ток. Через некоторое время масса раствора в первом электролизере уменьшилась на 3,285 г. Определите массу золота, выделившегося во втором электролизере.
- 6.\* Ток последовательно проходит через ряд электролизеров с водными растворами: а)  $\text{CuSO}_4$ ; б)  $\text{NiSO}_4$ ; в)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ; г)  $\text{FeCl}_2$ . Каковы массы металлов, выделившихся на катодах, если известно, что у анода последнего электролизера выделилось 1,4 л хлора (н. у.)? Анодные и катодные пространства, а также сами электролизеры разделены диафрагмами.
- 7.\* Через два последовательно соединенных электролизера, один из которых содержал 100 г 9 %-ного раствора нитрата серебра, а второй — 94,7 г 29,71 %-го раствора серной кислоты, пропустили электрический ток до тех пор, пока массы растворов пер-

- вого и второго электролизера не сравнивались. Определите массовые доли веществ в полученных растворах.
- 8.\* 588 г 15 % раствора сульфата хрома (III) подвергали электролизу до тех пор, пока масса раствора не стала равной 569,2 г. Определите массовые доли веществ в полученном растворе, если известно, что на электродах выделилось 10,08 л газов (н. у.).
- 9.\* В результате электролиза 50 г раствора, содержащего хлорид калия с массовой долей 14,9 % и нитрат меди с массовой долей 7,52 %, на электродах выделилось 5,824 л газов (н. у.). Определите состав оставшегося раствора в массовых долях.
- 10.\* Безводный нитрат некоторого металла использован для приготовления 68 г раствора с массовой долей соли, равной 5 %. Через полученный раствор пропускали постоянный электрический ток до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 3,04 г. Определите, нитрат какого металла использовался для получения раствора, если в результате электролиза выделилось 3,472 л (н. у.) газов и известно, что стандартный электродный потенциал металла положителен. Считать, что продукты электролиза не взаимодействуют между собой.

---

## 9. Коррозия металла

---

**К**оррозия — процесс самопроизвольного разрушения металлов и сплавов в результате их взаимодействия с окружающей средой по химическому, электрохимическому и биологическому механизмам.

В результате коррозии ежегодно теряется до 1,5 % всего металла, накопленного и эксплуатируемого человечеством, или 10–12 % вновь выплавляемого металла. Каждая шестая домна должна работать на восполнение потерь металла от коррозии.

Коррозия приводит к безвозвратным потерям, к преждевременному выходу из строя дорогостоящих и ответственных изделий и сооружений, к нарушению технологических процессов и простоям оборудования, к авариям. Коррозия приводит к значительным убыткам, которые составляют около 5 % национального дохода (около 70 миллиардов долларов в год в США).

**Скорость коррозии** — величина, характеризующая интенсивность растворения металла. Существует весовой (изменение массы металла в единицу времени с единицы площади поверхности) и глубинный (уменьшение толщины нетронутого коррозией металла в единицу времени) показатели коррозии.

**Химическая коррозия** — процесс разрушения металла, протекающий в среде газа неэлектролита, путем непосредственного перехода электронов от атомов металла к окислителю. Химическая коррозия не сопровождается появлением электрического тока.

Появление окалина при термообработке происходит в результате взаимодействия металла с кислородом воздуха (газовая коррозия), коррозия резервуаров с моторным топливом.

**Электрохимическая коррозия** — процесс разрушения металла, протекающий в среде электролита. К электрохимической коррозии от-

носятся все случаи разрушения металла в водных средах и во влажных газах, где происходит конденсация капелек воды на поверхности металла. Реакции окисления металла и восстановления компонента окружающей среды пространственно разделены. Процесс электрохимической коррозии всегда сопровождается возникновением электрического тока.

Окислителями могут быть вода, ионы водорода, растворенный в воде кислород.

#### **Катодные процессы:**

$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ;  $E = -0,41 \text{ В}$ ;  $(-0,83 \text{ В})$ ; (нейтр. и щелоч. среда);

$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$ ;  $E = 0,0 \text{ В}$ ; (кислая среда);

$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$ ;  $E = 0,81 \text{ В}$ ;  $(0,4 \text{ В})$ ; (нейтр. и щелоч. среда)

$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $E = 1,23 \text{ В}$ ; (кислая среда).

**Анодный процесс** — процесс разрушения металла.

Процесс коррозии является самопроизвольным, поэтому он обладает отрицательной энергией Гиббса. Зная значения стандартных электродных потенциалов для металла и окислителей, можно оценить устойчивость металла в различных средах.

Растворение металлов восьмой группы происходит медленно, поэтому скорость коррозии этих металлов определяется скоростью анодной реакции.

Растворение цинка, свинца, олова происходит быстро, но восстановление водорода происходит медленно, лимитирующей стадией является катодный процесс. Поэтому скорость коррозии этих металлов возрастает при увеличении концентрации ионов водорода в растворе.

#### **Виды коррозии**

1. Коррозия бывает сплошная и локальная, питтинговая, межкристаллитная, ножевая (вдоль сварных швов, когда происходит усиленное разрушение границ зерен и включений).

2. Коррозия под напряжением — воздействие на металл растягивающих напряжений и коррозионной среды. Проявляется в коррозионном растрескивании.

3. Коррозионная усталость — одновременное воздействие динамической знакопеременной нагрузки и коррозионной среды, снижает

предел устойчивости металла. Для предотвращения необходимо поверхностное упрочнение, электрохимическая защита, нанесение покрытий, тщательный подбор металла, введение изолирующих прокладок, покрытий.

4. Коррозионный износ — одновременное воздействие коррозионной среды и высокой скорости потока среды.

5. Фреттинг-коррозия — повреждение металлических деталей при их малых повторных смещениях друг относительно друга.

6. Коррозионно-механическое воздействие разрушает оксидные пленки, увеличивает скорость коррозии, способствует образованию порошкообразных оксидов. Встречается в болтовых, заклепочных, штифтовых соединениях. Проявляется в виде борозд, язв, раковин, сопровождается заклиниванием и снижением предела коррозионной усталости.

Для предотвращения коррозии необходимо улучшать конструкции, использовать защитные покрытия, смазки, эластомерные прокладки.

### **Способы защиты от коррозии**

1. Нанесение защитных покрытий различной природы.
2. Легирование металлического материала.
3. Снижение агрессивного действия коррозионной среды (ингибирование, деаэрация). (Ингибитор — замедлитель коррозии).
4. Рациональное конструирование.
5. Электрохимическая защита (анодная и катодная).
6. Повышение термодинамической устойчивости металла.

### **Порядок записи уравнения процесса гальванокоррозии**

1. Выписать окислительно-восстановительные потенциалы контактирующих металлов.
2. Указать анод гальванопары — электрод с более отрицательным потенциалом.
3. Указать катод гальванопары — металл с более положительным потенциалом.
4. Выписать потенциалы возможных окислителей. Окислителем будет частица с наибольшим потенциалом.

5. Записать процессы окисления более активного металла (анодный) и восстановления среды (катодный), который будет происходить на поверхности менее активного металла.
6. Составить суммарное уравнение реакции.

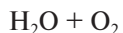
### Задания к теме 9. Коррозия металлов

1. Используя потенциалы, допишите уравнения реакций, составив к ним электронно-ионные схемы. Для реакции металлов с кислотами-окислителями потенциал окислителей превышает 1 В. Оцените практическую устойчивость металла в данной среде:

- |                                                                       |                                                                          |
|-----------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------|
| 1.1. $\text{Al} + \text{H}_2\text{O}$                                 | 1.16. $\text{Al} + \text{HNO}_3$ , разб.                                 |
| 1.2. $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$                    | 1.17. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4$ , конц., $t^\circ \uparrow$    |
| 1.3. $\text{Al} + \text{HNO}_3$ , конц., $t^\circ \uparrow$           | 1.18. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$                     |
| 1.4. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$      | 1.19. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4$ , разб. + $\text{H}_2\text{O}$ |
| 1.5. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$                    | 1.20. $\text{Fe} + \text{HNO}_3$ , разб.                                 |
| 1.6. $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ , разб.                               | 1.21. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$                      |
| 1.7. $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ , конц.                               | 1.22. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ , конц.                        |
| 1.8. $\text{Cu} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$      | 1.23. $\text{Fe} + \text{HNO}_3$ , конц., $t^\circ \uparrow$             |
| 1.9. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$                    | 1.24. $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$                     |
| 1.10. $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$     | 1.25. $\text{Zn} + \text{HNO}_3$ , разб.                                 |
| 1.11. $\text{Zn} + \text{HNO}_3$ , конц.                              | 1.26. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ , конц.                        |
| 1.12. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ , разб. + $\text{O}_2$      | 1.27. $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O}$                                   |
| 1.13. $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$                   | 1.28. $\text{Cr} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$                     |
| 1.14. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$ , конц., $t^\circ \uparrow$ | 1.29. $\text{Ni} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$                      |
| 1.15. $\text{Pb} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$     | 1.30. $\text{Sn} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$                      |

2. Используя потенциалы, укажите анод и катод гальванопары, рассчитайте ЭДС, напишите уравнения анодного и катодного процессов, молекулярное уравнение реакции коррозии:

Коррозионная среда



гальванопара

2.1. Fe/Zn

2.2. Fe/Ni

2.3. Pb/Fe

2.4. Cu/Zn

2.5. Zn/Fe

2.6. Zn/Al

2.7. Cr/Cu

2.8. Cu/Al

2.9. Zn/Sn

2.10. Co/Mg



гальванопара

2.11. Fe/Cu

2.12. Zn/Sn

2.13. Cd/Cr

2.14. Al/Cu

2.15. Fe/Cr

2.16. Al/Fe

2.17. Pb/Cr

2.18. Cr/Zn

2.19. Mg/Cd

2.20. Zn/Fe



гальванопара

2.21. Pb/Zn

2.22. Al/Cu

2.23. Al/Ni

2.24. Sn/Cu

2.25. Co/Al

2.26. Cr/Ni

2.27. Al/Fe

2.28. Fe/Mg

2.29. Cr/Bi

2.30. Pb/Al

## 10. Металлы, применяемые в машиностроении

1.10. Опишите положение предложенных металлов в Периодической системе, укажите возможные степени окисления, укажите формулы гидроксидов металлов при различных степенях окисления и их химический характер:

1. Fe	2. Ni	3. Cr	4. Mn	5. Zn
6. Sn	7. Al	8. W	9. Mo	10. V

11–20. Оцените коррозионную устойчивость металлов: во влажном воздухе; в растворах щелочей (в присутствии окислителей); в разбавленной и концентрированной серной кислоте; в разбавленной и концентрированной азотной кислоте. Напишите, обосновав потенциалами, уравнения соответствующих реакций с электронно-ионными схемами:

11. Fe	12. Ni	13. Cr	14. Mn	15. Zn
16. Sn	17. Al	18. W	19. Mo	20. V

21–30. Рассмотрите процессы, происходящие при электрорафинировании металлов, обосновав их потенциалами (электролит — раствор сульфата очищаемого металла):

Очищаемый металл	Примеси
21. Никель	Медь, железо, цинк
22. Цинк	Железо, алюминий, висмут
23. Медь	Кадмий, никель, серебро
24. Олово	Железо, сурьма, цинк
25. Олово	Висмут, медь, хром
26. Кадмий	Цинк, висмут, хром
27. Кадмий	Олово, висмут, цинк
28. Медь	Кобальт, золото, цинк
29. Цинк	Марганец, олово, никель
30. Никель	Хром, сурьма, серебро



---

## 11. Свойства конструкционных материалов

---

В ответе привести химические реакции с указанием дополнительных внешних факторов, влияющих на протекание химического процесса (повышенная температура, давление, концентрация реагирующих веществ, присутствие катализаторов, дисперсность, перемешивание и т. д.).

1. Используя справочники физико-химических величин и другую специальную литературу, заполните таблицу. Конструкционный материал указывается преподавателем индивидуально.

Основные физико-химические свойства материалов, используемых в машиностроении.

№	Химический символ	Молярная масса	Плотность вещества	Температура плавления	Удельная электропроводность	Химические свойства
1						
2						

2. В разделе **химические свойства** необходимо указать:

2.1. Взаимодействие с кислородом.

2.1.1. Образование устойчивых соединений — оксидов.

2.1.2. Образование защитной оксидной пленки. Способность к пассивации.

2.2. Взаимодействие с галогенами.

2.3. Взаимодействие с кислотами (с разбавленными и концентрированными):

2.3.1. С азотной ( $\text{HNO}_3$ ).

2.3.2. С серной ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

2.3.3. С соляной ( $\text{HCl}$ ).

2.3.4. С плавиковой ( $\text{HF}$ ).

2.3.5. С угольной ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

Влияние концентрации кислот на скорость и продукты химического процесса. Взаимодействие со смесями кислот (в т. ч. и с царской водкой)

2.4. Взаимодействие с неметаллами:

2.4.1. С серой.

2.4.2. С азотом.

2.4.3. С водородом.

2.4.4. С углеродом.

2.4.5. С кремнием.

2.4.6. С фосфором.

2.4.7. С бором.

3. Положение в ряду напряжений металлов:

3.1. Способность восстанавливать водород из воды и кислот.

3.2. Способность восстанавливать другие металлы из водных растворов их солей.

3.3. Взаимодействие с водой.

3.4. Взаимодействие с водными растворами щелочей.

3.5. Возможные степени окисления (выделить наиболее устойчивые).

3.6. Коррозионная стойкость.

4. Способность к сплавообразованию (как с металлами, так и с неметаллами).

5. Способность к комплексообразованию (указать, в состав каких (катионных или анионных) группировок входит элемент).

---

## 12. Математические способы решений химических задач

---

**Р**ешение задач по химии — это неотъемлемая часть учебного процесса, заключающаяся в укреплении полученных знаний и более лучшем их усвоении. Существует большое количество расчётных задач, которые могут быть решены с помощью уравнений, систем уравнений, неравенств, с помощью параметров. По своей сути они аналогичны стандартным, лишь с той разницей, что в них намеренно отсутствует часть исходных данных. Этот факт вызывает определенные трудности, поскольку алгоритм получения конечного результата исключает возможность прямого решения задач на основе только имеющейся в тексте информации. В некоторых случаях отсутствующие (на первый взгляд) исходные данные могут быть выявлены при внимательном анализе условия. После этого обычно составляют реакцию, математическое уравнение, описывающее эту реакцию, и затем решают уравнение относительно неизвестной величины.

Вторая трудность некоторых задач с неполным условием сопряжена с активным использованием математических навыков: составление неравенств, уравнений с параметрами, систем уравнений, использование геометрии и т. д. Как отмечают многие педагоги, шаблоны ЕГЭ и ГИА не способствуют развитию творческих навыков учащихся, что в первую очередь ценилось в советском образовании. Поэтому вышеперечисленные трудности могут испытывать не только учащиеся школ и гимназий, но и абитуриенты и даже студенты высших образовательных учреждений. При этом важность математической составляющей химических задач чрезвычайно высока. Так, например, на вступительных экзаменах по химии в Московском государственном университете количество заданий с математическим уклоном за десять лет выросло вдвое.

В настоящем разделе представлены различные задачи, которые могут быть решены с помощью линейных уравнений, систем уравнений, неравенств, квадратных уравнений и параметрических уравнений. Для некоторых примеров представлено несколько способов решения. Многогранность и “изюминка” собранных задач заключается, например, в том, что некоторые из них имеют несколько возможных решений или ответов, а часть условий представлена без каких-либо численных значений.

В данном разделе сначала приведены 60 задач, после которых представлено их подробное решение.

## Задачи

1. Массовая доля раствора некоторой соли равна 5,5 %. Определите, какая масса соли содержится в этом растворе, если масса воды в растворе составляет 80 г.

2. Разложение соли, содержащей в своем составе калий, хлор и кислород, продолжали до тех пор, пока не закончилось выделение газа. При этом масса твердого вещества уменьшилась с 1,81 до 1,49 г. Определите, какая соль была подвергнута разложению.

3. Массовая доля серы в смеси сероводорода и метана равна 50 %. Чему равна массовая доля водорода в этой смеси?

4. Найдите массовую долю кислорода в смеси нитрата и нитрита натрия, если массовая доля азота в ней составляет 20 %.

5. При нагревании этилена до температуры 300 °С он частично подвергся пиролизу с образованием метана и ацетилен. Средняя молярная масса полученной смеси 24 г/моль. Определите массовую долю ацетилена в смеси.

6. В одном из алканов число связей С—Н в 4 раза больше связей С—С. Определите формулу алкана.

7. При сплавлении со щелочью калиевой соли предельной одноосновной карбоновой кислоты образовалось 17,4 г углеводорода А, а при электролизе водного раствора такого же количества этой соли образовалось 17,1 г углеводорода В. Определите формулы веществ А и В.

8. Через два последовательно соединенных сосуда, в первом из которых содержалось 103 мл раствора сульфида калия с плотностью 1,12 г/мл, а во втором — 111 мл раствора сульфата меди (II) с плотностью 1,20 г/мл, пропустили смесь азота с хлороводородом, имеющую плотность при н. у. 1,30 г/л. Газ прекратили пропускать, как только массы растворов сравнялись. Найдите объем пропущенного через растворы газа (температура 25 °С и давление 58,0 кПа). Растворимостью сероводорода в водных растворах пренебречь.

9. Цинковую пластинку массой 13,2 г опустили в 300,0 г раствора нитрата железа (III) с массовой долей соли 11,34 %. После некоторого выдерживания пластинки в растворе ее вынули, при этом оказалось, что массовая доля нитрата железа (III) стала равной массовой доле образовавшейся соли цинка. Определите массу пластинки (до десятых г), после того как ее вынули из раствора.

10. После полного термического разложения 2 г смеси карбонатов кальция и стронция получили 1,23 г смеси оксидов этих металлов. Вычислите массу карбоната стронция в исходной смеси. Ответ привести до сотых г.

11. Смесь оксида железа (III) и оксида меди (II) массой 10 г восстановили в водороде. При этом получили остаток массой 7,5 г. Вычислите массовую долю железа в полученном остатке.

12. В 100 г 10 %-го раствора нитрата серебра поместили смесь хлорида и бромида натрия массой 3 г. При этом образовалось 6 г осадка. Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.

13. При полном растворении в соляной кислоте смеси сульфита и фосфида щелочного металла с равными мольными долями выделилось 2,24 л (н. у.) газовой смеси. Установите состав исходных соединений.

14. При полном растворении в воде гидрида и фосфида щелочно-го металла с равными массовыми долями образовалась газовая смесь с плотностью по  $\text{CO}_2$  0,2. Установите состав исходной смеси.

15. Какой объем этиламина и этана (н. у.), в которой массовая доля этана равна 40 %, нужно пропустить через 100 г 9,8 %-го раствора фосфорной кислоты, чтобы массовые доли кислых солей, образующихся в растворе, стали одинаковыми.

16. При разложении 20,48 г соли, содержащей ионы железа и нитрат-ионы, образуется 8 г твердого остатка, определите качественный и количественный состав образца.

17. Смесь двух ближайших гомологов предельных карбоновых кислот массой 37,4 г нагрели с избытком метанола в присутствии следов серной кислоты. После перегонки получили 30,3 г смеси сложных эфиров. Установите качественный и количественный состав исходной смеси, если известно, что выход одного эфира составил 50 %, второго — 70 %, а количество низшего гомолога кислот в исходной смеси в пять раз больше, чем высшего.

18. При сливании раствора, содержащего 2,346 г галогенида двухвалентного металла, и избытка раствора фосфата натрия получили 2,404 г осадка. А при сливании того же раствора с избытком раствора нитрата серебра получили 2,82 г осадка. Установите формулу неизвестной соли.

19. При прокаливании смеси нитрата натрия и нитрата трехвалентного металла (в ряду напряжений находится между Mg и Cu) образовалось 27,3 г твердого остатка и выделилось 34,72 л (н. у.) смеси газов. После пропускания газов через раствор гидроксида натрия образовалось две соли, а объем газов сократился до 7,84 л. Установите формулу неизвестного нитрата.

20. 4,48 л (н. у.) смеси этилена с диеновым углеводородом разветвленного строения обесцвечивает 148,1 мл раствора брома в тетрахлориде углерода с массовой долей брома 15 % и плотностью 1,8 г/мл.

Назовите диеновый углеводород, если известно, что при сжигании такого же количества исходной смеси образуется 9 г воды.

21. 75 г сульфита металла, проявляющего в своих соединениях степень окисления +2, обработали избытком раствора соляной кислоты. При этом выделился газ, масса которого численно равна молярной массе неизвестного металла. Определите, какой сульфит был обработан раствором соляной кислоты.

22. Из 13,44 л (н. у.) метана получили сначала ацетилен, а потом бензол массой 3,744 г. Вычислите выход продуктов на каждой стадии, если выход первой стадии на 25 % меньше, чем второй.

23. При определенных условиях один углеводород способен превращаться в другой в соответствии с уравнением:  $x\text{C}_n\text{H}_{3n-4} \rightarrow y\text{C}_{2n+2}\text{H}_{3n}$ . Запишите уравнение реакции и укажите условия ее протекания.

24. Смесь двух газообразных водородных соединений различных элементов, один из которых имеет валентность (III), а другой валентность (IV) с массовой долей водорода 55,17 %, имеет плотность при н. у. 1,942 г/л. Определите формулы этих соединений, если известно, что в смеси равных объемов этих газов массовая доля водорода составляет 6,364 %.

25. Приготовили 10 г смеси оксидов кальция и натрия, причем масса оксида кальция в смеси больше массы оксида натрия, а масса натрия в этой же смеси больше массы кальция. Найти массу оксида кальция в смеси.

26. В смеси углекислого газа, азота и оксида серы (IV) массовая доля серы составляет 48 %. Вычислите область допустимых значений объемной доли азота в смеси.

27. После прокаливания 5 г смеси карбонатов магния, кальция, стронция и бария получили 2,4 г смеси оксидов. Определить возможное значение карбоната магния в смеси.

28. Из 3 г магния и 4 г неизвестного щелочно-земельного металла отдельно получили сначала оксиды, а затем карбонаты. Определите неизвестный металл, если масса оксида магния оказалась меньше, чем масса оксида неизвестного металла, а масса карбоната магния — наоборот — тяжелее, чем карбоната неизвестного металла.

29. В результате обезвоживания кристаллогидрата его масса уменьшилась в два раза. Определите формулу кристаллогидрата, если известно, что он содержит 18,25 мас. % натрия, 12,70 мас. % серы, а количество воды в кристаллогидрате является целым числом.

30. Смесь газообразного углеводорода с кислородом (взятым в количестве, необходимом и достаточном для полного сгорания углеводорода) занимает объем в два раза больший, чем оксид углерода (IV), образующийся в результате реакции горения. Объемы газов измерены при одинаковых условиях. Какой углеводород мог быть сожжен?

31. При полном окислении углеводорода масса образовавшегося оксида углерода (VI) в три раза больше массы сгоревшего соединения. Установите формулу углеводорода.

32. Для сжигания какого одноатомного спирта требуется семикратное количество газообразного кислорода?

33. Смесь углеводорода с кислородом при некоторой температуре находится в газообразном состоянии. После поджигания смеси остается только вода и углекислый газ. Объем углекислого газа, измеренный при той же температуре, относится к объему исходной смеси как 3:5. Определите, неизвестный углеводород.

34. Элементы А и Б образуют соединение, содержащее 16,18 % (по массе) элемента А. При гидролизе этого вещества выделяется газ, содержащий элемент Б, массовая доля водорода в котором равна 5 %. Определите формулу вещества, содержащего элементы А и Б, напишите реакцию его гидролиза.



35. Массовая доля водорода в неизвестном углеводороде равна 5,88 %. Этот углеводород, обладающий слабыми кислотными свойствами, способен образовывать с металлом соль, массовая доля металла в которой составляет 80,12 %. Напишите структурную формулу соли.

36. При реакции некоторого металла массой 2,3 г с галогеном образовалось 5,85 г соли. Зная, что для полного электролиза ее расплава требуется 9650 Кл электричества, определите галоген.

37. Шарик цинка опустили в 98,27 г 10 %-го раствора соляной кислоты. После прекращения выделения пузырьков газа оказалось, что радиус оставшегося шарика был в два раза меньше, чем начального, а в растворе был обнаружен только хлорид цинка. Определите массу брошенного в раствор шарика.

38. Смесь натрия и лития обработали хлором. Полученную смесь растворили в воде, при этом выделилось 560 мл газа (н.у.). Вычислить массу натрия в смеси, если сумма молярных концентраций натрия и хлорид-ионов равнялась сумме молярных концентраций лития и гидроксид-ионов.

39. В раствор, содержащий бромиды меди и неизвестного металла с равными массовыми долями, поместили железные стружки, при этом выделилось одно индивидуальное вещество, а в растворе остался единственный бромид с массовой долей 10,2 %. Определите массовые доли веществ в исходном растворе.

40. При полном каталитическом гидрировании смеси пропандиена, пропилена, пентадиена-1,4 и 1-винилциклопентена поглощается объём водорода, равный половине объёма диоксида углерода (измененного при тех же условиях), выделяющегося при сжигании такого же количества этой смеси. Определите объёмное содержание пропандиена в парах исходной смеси.

41. В молекуле алкана содержится  $a$  первичных,  $b$  вторичных и  $d$  четвертичных атомов углерода. Найдите число третичных атомов углерода.

42. Две пластинки одинаковой массы изготовлены из одного металла, степень окисления которого в соединениях равна 2. Пластинки опустили в растворы солей меди и серебра одинаковой молярной концентрации; через некоторое время вынули, высушили и взвесили (при этом весь выделенный металл осел на пластинках). Масса первой пластинки увеличилась на 0,8 %, второй — на 16 %. Из какого металла изготовлены пластинки?

43. Смесь цинка и безводного нитрата цинка прокалили на воздухе, ее масса при этом не изменилась. Определите массовые доли компонентов смеси.

44. При окислении предельного одноатомного спирта получили 77 г смеси, состоящей из исходного спирта, альдегида и монокарбоновой кислоты в молярном соотношении 1:3:1. При добавлении к этой смеси гидрокарбоната натрия выделилось 5,6 л (н. у.) газа. Определите количественный состав смеси (в массовых процентах) и структуру полученных веществ.

45. Сульфид металла  $\text{MeS}$  массой 16,8 г (металл проявляет в своих соединениях степень окисления +2 и +3) поместили в замкнутый реактор, содержащий 0,45 моль кислорода, и подожгли. Определите формулу полученных оксидов при сгорании, если после окончания процесса горения давление газов при неизменной температуре уменьшилось в 1,5 раза по сравнению с начальным.

46. При растворении серебра в 53 %-й азотной кислоте массовая доля кислоты уменьшилась до 46 %. В полученном растворе кислоты растворили медь, в результате массовая доля кислоты снизилась до 39 %. Определите массовые доли солей в полученном растворе.

47. К раствору смеси бромида и иодида калия добавили бромную воду. Масса остатка, полученного при упаривании и прокаливании, уменьшилась. Полученный остаток вновь растворили в воде и через раствор пропустили хлор. Масса, полученная после упаривания и прокаливании, уменьшилась на столько же, как в первом случае. Определите массовые доли солей в исходной смеси.

48. При сгорании 10 г смеси предельного одноатомного спирта и его симметричного простого эфира образовалось 12 г воды. Определите состав и массы соединений в исходной смеси.

49. При полном сгорании 2,72 г смеси двух алканов, отличающихся по составу на две гомологические разницы, образовалось 8,36 г углекислого газа. Определите объемную долю низшего гомолога в смеси.

50. При взаимодействии с водой 1,4 г смеси щелочного металла и его оксида образовалось 1,79 г щелочи. Определите массовую долю металла в исходной смеси.

51. При прокаливании 1 моль сульфата двухвалентного металла получается  $x$  г оксида состава  $MeO$ . При прокаливании  $x$  г того же сульфата получается  $y$  г этого оксида. Если прокалить  $y$  г того же сульфата, получим 20 г оксида  $MeO$ . Сульфат какого металла взят для изучения?

52. При электролизе 10 моль сплава бромида двухвалентного металла масса катода увеличивается на  $x$  г. При электролизе  $x$  г того же бромида масса катода увеличивается на  $y$  г. При электролизе  $y$  г того же бромида масса катода увеличивается на 0,4 моль. Какая соль была подвергнута электролизу?

53. 10 г металла превратили в нитрат, в котором степень окисления металла может составлять +1, +2 или +3. Установите формулу нитрата, если ее масса численно больше молярной массы неизвестного металла на 51,89 г.

54. Раствор галогенводорода полностью прореагировал с оксидом щелочного металла. Определите массовую долю кислоты в начальном растворе, если она оказалась равной массовой доле галогенида металла в конечном растворе, а также возможную формулу соли.

55. Имеется два раствора одной и той же соли, в одном из которых массовая доля воды составляет 88 %, а в другом — 70 %. Вычислите массовую долю в растворе, полученном при сливании исходных,

.....

если масса первого раствора больше второго, а масса растворенного вещества во втором растворе больше, чем в первом.

56. Из раствора выпарили 56 г воды, и при этом выпало 4 г безводной соли. Не меняя условий, из этого же раствора выпарили еще 37 г воды, в результате чего выпало еще 3 г безводной соли. Определите массовую долю соли в исходном растворе.

57. Углеводород ряда алканов объемом 224 мл (н. у.) сожгли, а продукты сгорания растворили в 1 л известковой воды с массовой долей 0,148 %. При этом было получено 1 г осадка. Определите формулу сожженного алкана.

58. В раствор сульфата железа (III), содержащего 61,6 г соли, опустили металлическую пластинку. Через некоторое время пластинку вынули из раствора, промыли, высушили и взвесили (оказалось, что ее масса изменилась на 4 г). Определите неизвестный металл пластинки, если после ее извлечения из раствора отношение массовых долей сульфата железа (III) и сульфата неизвестного металла оказалось равно отношению молярных масс сульфата металла и сульфата железа (III).

59. Смесь оксида кобальта (III) и оксида трехвалентного 3d-элемента массой 9,9 г восстановили в атмосфере водорода, при этом образовалось 7,02 г твердого остатка. Определите массовую долю неизвестного металла в остатке.

60. Безводный нитрат некоторого металла использован для приготовления 100 г раствора с массовой долей соли, равной 8 %. Через полученный раствор пропускали постоянный электрический ток до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась до 57,43 г. Определите, нитрат какого металла использовался для получения раствора, если в результате электролиза выделилось 69,76 л (н. у.) газов и известно, что стандартный электродный потенциал металла положителен. Считать, что продукты электролиза не взаимодействуют между собой.

## Решение

**Задачи на составление линейных уравнений**

Достаточно большая часть задач по химии предполагает при их решении обращаться к введению неизвестного параметра  $x$ ,  $n$  и т. д. В качестве такой неизвестной величины может быть взята масса, количество вещества или степень окисления элемента в соединении, которые требуются найти и определить в конкретной задаче. На самом деле такой метод сильно облегчает, а в некоторых случаях просто необходим для решения. Рассмотрим некоторые типы задач, при решении которых мы будем использовать метод введения неизвестной величины.

1. Для определения массы соли в растворе положим, что масса соли равна  $x$  г ( $m(\text{соли}) = x$  г). Тогда запишем формулу, связывающую массовую долю соли в растворе с ее массой:

$$\omega(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{раствора})} = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{соли}) + m(\text{H}_2\text{O})}.$$

Подставим все известные данные и найдем массу соли (в г):

$$\frac{m(\text{соли})}{m(\text{соли}) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{x}{x + 80} = 0,055 \Rightarrow x = 4,656.$$

Ответ:  $m(\text{соли}) = 4,656$  г.

2. Существуют четыре соли, химический состав которых удовлетворяет условию задачи:  $\text{KClO}$ ,  $\text{KClO}_2$ ,  $\text{KClO}_3$  и  $\text{KClO}_4$ . Естественно, отдельно составлять реакции термического разложения этих солей и сравнивать полученные массы хлорида калия с величиной, приведенной в тексте задачи, некорректно. Пусть количество атомов кис-

лорода в этой соли равно  $n$ , тогда химическую формулу соединения можно представить как  $\text{KClO}_n$ . Напишем уравнение термического разложения этой соли:



По уравнению реакции видно, что количество неизвестной соли равно количеству хлорида калия, тогда:

$$\nu(\text{KClO}_n) = \nu(\text{KCl}).$$

Заменяем количество каждого вещества массой, известной из текста задачи, и молярной массой, которую можно легко рассчитать:

$$\frac{m(\text{KClO}_n)}{M(\text{KClO}_n)} = \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl})}$$

Подставим все известные величины:

$$\frac{1,81}{39 + 35,5 + 16n} = \frac{1,49}{39 + 35,5} \Rightarrow \frac{1,81}{74,5 + 16n} = 0,02 \Rightarrow n = 1.$$

Таким образом, можно рассчитать, сколько атомов кислорода содержалось в неизвестной соли. Из приведенных выше веществ нашему условию удовлетворяет первое. Поэтому неизвестная соль — это  $\text{KClO}$ .

Ответ: гипохлорит калия  $\text{KClO}$ .

3. Пусть количество  $\text{H}_2\text{S}$  —  $x$  моль, а  $\text{CH}_4$  —  $y$  моль. Тогда масса сероводорода равна  $34x$  г, а метана —  $16y$  г. По условию задачи, массовая доля серы равна 50 %, т. е.:

$$\begin{aligned}\omega(\text{S}) &= \frac{m(\text{S})}{m(\text{смеси})} = \frac{m(\text{S})}{m(\text{H}_2\text{S}) + m(\text{CH}_4)} = \\ &= \frac{1 \cdot M(\text{S}) \nu(\text{H}_2\text{S})}{m(\text{H}_2\text{S}) + m(\text{CH}_4)} = \frac{32x}{34x + 16y} = 0,5;\end{aligned}$$

$$32x = 0,5(34x + 16y) \Rightarrow 32x = 17x + 8y \Rightarrow x = \frac{8}{15}y (*).$$

В сероводороде содержится два атома водорода, в метане — четыре, тогда массовая доля водорода равна:

$$\begin{aligned}\omega(\text{H}) &= \frac{m(\text{H})}{m(\text{H}_2\text{S}) + m(\text{CH}_4)} = \frac{2 \cdot M(\text{H}) \nu(\text{H}_2\text{S}) + 4 \cdot M(\text{H}) \nu(\text{CH}_4)}{m(\text{H}_2\text{S}) + m(\text{CH}_4)} = \\ &= \frac{2x + 4y}{34x + 16y}.\end{aligned}$$

Подставляя зависимость (\*) в последнее уравнение и сокращая  $y$ , получаем:

$$\omega(\text{H}) = \frac{2 \cdot \frac{8}{15}y + 4y}{34 \cdot \frac{8}{15}y + 16y} = 0,1484 \text{ (14,84 \%)}.$$

Ответ:  $\omega(\text{H}) = 14,84\%$ .

4. Пусть количество нитрита натрия —  $x$  моль, а нитрата натрия —  $y$ . Тогда их массы равны  $69x$  и  $85y$  г соответственно. Массовая доля азота в смеси может быть выражена следующим образом:

$$\omega(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{m(\text{смеси})} = \frac{14x + 14y}{69x + 85y} = 0,20.$$

Откуда  $x = 15y$ . Аналогично выразим массовую долю кислорода и затем подставим вместо  $x$  произведение  $15y$ :

$$\omega(\text{O}) = \frac{2 \cdot 16 \cdot x + 3 \cdot 16 \cdot y}{69x + 85y} = \frac{32x + 48y}{69x + 85y} = \frac{32 \cdot 15y + 48y}{69 \cdot 15y + 85y} = 0,4714 (47,14 \%).$$

Ответ:  $\omega(\text{O}) = 47,14 \%$ .

5. Напишем уравнение реакции пиролиза этилена:



В данных условиях только часть этилена подверглась разложению. Пусть начальное количество этилена равно  $x$  моль, а  $y$  моль израсходовалось на образование метана и ацетилена, тогда осталось  $(x - y)$  моль  $\text{C}_2\text{H}_4$  и образовалось по  $y$  моль  $\text{CH}_4$  и  $\text{C}_2\text{H}_2$ . В соответствии с коэффициентами перед углеводородами имеем:



Средняя молярная масса газовой смеси равна:

$$M = \frac{\nu(\text{C}_2\text{H}_4)M(\text{C}_2\text{H}_4) + \nu(\text{C}_2\text{H}_2)M(\text{C}_2\text{H}_2) + \nu(\text{CH}_4)M(\text{CH}_4)}{\nu(\text{C}_2\text{H}_4) + \nu(\text{C}_2\text{H}_2) + \nu(\text{CH}_4)},$$

подставим все известные значения:

$$\frac{3(x-y) \cdot 28 + 2y \cdot 26 + 2y \cdot 16}{3(x-y) + 2y + 2y} = 24 \Rightarrow x = 2y.$$

Определим теперь массовую долю ацетилена в смеси:

$$\omega(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{\nu(\text{C}_2\text{H}_2)M(\text{C}_2\text{H}_2)}{\nu(\text{C}_2\text{H}_4)M(\text{C}_2\text{H}_4) + \nu(\text{C}_2\text{H}_2)M(\text{C}_2\text{H}_2) + \nu(\text{CH}_4)M(\text{CH}_4)},$$



$$\omega(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{2y \cdot 26}{3(x-y) \cdot 28 + 2y \cdot 26 + 2y \cdot 16} =$$

$$= \frac{2y \cdot 26}{3(2y-y) \cdot 28 + 2y \cdot 26 + 2y \cdot 16} = 0,31 \quad .$$

Ответ:  $\omega(\text{C}_2\text{H}_4) = 31\%$ .

6. Количество C—H связей в алкане  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$  равно количеству атомов водорода  $(2n+2)$ , а количество C—C связей на единицу меньше, чем количество атомов углерода  $(n-1)$ . Определим  $n$  из условия, что

$$\frac{\text{количество C—H}}{\text{количество C—C}} = \frac{2n+2}{n-1} = 4 \Rightarrow n = 3.$$

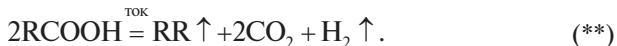
Неизвестный алкан — это пропан.

Ответ: пропан.

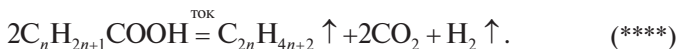
7. При сплавлении карбоновой кислоты со щелочью образуется углеводород. Схематически это можно показать как:



При электролизе происходит удвоение количества углерода, содержащегося в радикале R (реакция Кольбе):



Обозначим за  $n$  — количество атомов углерода в радикале R, тогда  $\text{R} = \text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ . По реакции (\*)  $\text{RH}$  соответствует химической формуле  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ , а по реакции (\*\*)  $\text{RR} = \text{C}_n\text{H}_{2n+1} - \text{C}_n\text{H}_{2n+1}$  или  $\text{C}_{2n}\text{H}_{4n+2}$ . Запишем уравнения реакции, заменяя радикал R на химическую формулу:



По уравнению (\*\*\*) выделилось 17,4 г углеводорода, рассчитаем его количество

$$\nu(C_n H_{2n+2}) = \frac{m(C_n H_{2n+2})}{M(C_n H_{2n+2})} = \frac{17,4}{12n + 2n + 2} = \frac{17,4}{14n + 2}.$$

Количество карбоновой кислоты равно:

$$\nu(C_n H_{2n+1} COOH) = \nu(C_n H_{2n+2}) = \frac{17,4}{14n + 2}.$$

По уравнению (\*\*\*\*) из двух молей карбоновой кислоты образуется 1 моль углеводорода, тогда

$$\nu(C_{2n} H_{4n+2}) = \frac{\nu(C_n H_{2n+1} COOH)}{2} = \frac{8,7}{14n + 2}.$$

С другой стороны, можно рассчитать количество образовавшегося углеводорода при электролизе из условия задачи:

$$\nu'(C_{2n} H_{4n+2}) = \frac{m(C_{2n} H_{4n+2})}{M(C_{2n} H_{4n+2})} = \frac{17,1}{24n + 4n + 2} = \frac{17,1}{28n + 2}.$$

приравняем  $\nu$  и  $\nu'$ :

$$\frac{8,7}{14n + 2} = \frac{17,1}{28n + 2} \Rightarrow 4,2n = 16,8 \Rightarrow n = 4.$$

Таким образом, при сплавлении выделился бутан, а при электролизе — октан.

Ответ: бутан и октан.

8. Данная задача является комбинированной.

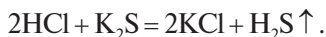
Определим сначала массу раствора сульфида калия и массу растворенной соли:

$$m_1 = V_1(\text{раствора}) \cdot \rho_1(\text{раствора}) = 103 \cdot 1,12 = 115,36 \text{ г.}$$

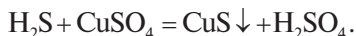
Также определим массу второго раствора и массу растворенного сульфата меди:

$$m_2 = V_2(\text{раствора}) \cdot \rho_2(\text{раствора}) = 111 \cdot 1,20 = 133,2 \text{ г.}$$

Запишем уравнения реакций, протекающих при пропускании смеси азота и хлороводорода. В первом сосуде происходит взаимодействие в растворе между хлороводородом и сульфидом калия:



Во второй сосуд поступает непрореагировавший азот и образованный в предыдущем сосуде сероводород. Сероводород взаимодействует с сульфатом меди; при этом происходит образование осадка сульфида меди:



Заметим, что количество образованного в первом сосуде газа в два раза меньше, чем хлороводорода, а во втором случае наблюдается равенство количества сероводорода и сульфида меди. Запишем это условие:

$$\frac{\nu(\text{HCl})}{2} = \nu(\text{H}_2\text{S}) = \nu(\text{CuS}).$$

Пусть количество хлороводорода равно  $x$  моль, тогда количество образованного сероводорода равно  $x$  моль, а образованного осадка —  $0,5x$  моль. Запишем условие выравнивания масс растворов между первым и вторым сосудом:

$$m_1 + m(\text{HCl}) - m(\text{H}_2\text{S}) = m_2 + m(\text{H}_2\text{S}) - m(\text{CuS}).$$

Выражая массу хлороводорода, сероводорода и сульфида меди через молярную массу и количество вещества, имеем:

$$\begin{aligned} m_1 + \nu(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) - \nu(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2\text{S}) = \\ = m_2 + \nu(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2\text{S}) - \nu(\text{CuS}) \cdot M(\text{CuS}). \end{aligned}$$

Подставим все известные значения:

$$\begin{aligned} 115,36 + x \cdot 36,5 - 0,5x \cdot 34 = 133,2 + 0,5x \cdot 34 - 0,5x \cdot 95,5. \\ x = 0,355 \text{ моль.} \end{aligned}$$

По плотности определим среднюю молярную массу (г/моль) смеси газов:

$$M_{\text{cp}} = \rho \cdot V_{\text{м}} = 1,3 \cdot 22,4 \approx 29,12.$$

Определим количество азота по формуле

$$M_{\text{cp}} = \frac{M(\text{HCl}) \cdot \nu(\text{HCl}) + M(\text{N}_2) \cdot \nu(\text{N}_2)}{\nu(\text{HCl}) + \nu(\text{N}_2)}.$$

Подставим известные значения, полагая, что количество азота равно  $y$ :

$$\frac{36,5 \cdot 0,355 + 28y}{0,355 + y} = 29,12 \Rightarrow y = 2,339.$$

Общий объем газов при условиях, отличающихся от нормальных, определится с помощью уравнения Менделеева-Клапейрона:

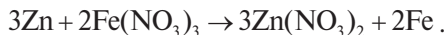
$$pV = \nu RT \Rightarrow V = \frac{\nu RT}{p} = \frac{(x+y)RT}{p} = \\ = \frac{(0,355 + 2,339) \cdot 8,314 \cdot (273,15 + 25)}{58000} = 0,115 \text{ м}^3.$$

Объем пропущенной смеси, таким образом, равен 0,115 м<sup>3</sup> или 115 л.

Ответ:  $V = 115$  л.

9. Запишем уравнение происходящих реакций, описанных в задаче.

Цинк, являясь активнее железа, способен вытеснять его из солей. Уравнение этой реакции записывается следующим образом:



Установим, какая масса нитрата цинка образовалась в растворе, и сколько осталось в растворе нитрата железа (III).

Пусть масса нитрата цинка равна  $x$  г. Начальная масса нитрата железа (III) в растворе равна

$$m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 300 \cdot 0,1134 = 34,02 \approx 34 \text{ г}.$$

За счет восстановления железа массовая доля нитрата железа уменьшается. В растворе остается  $(34 - x)$  г  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ . Найдем  $x$ . Из уравнения видно, что

$$\frac{\nu(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3)}{2} = \frac{\nu(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)}{3},$$

тогда заменим количество веществ соответствующими массой и молярной массой:

$$\frac{m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3)}{2M(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3)} = \frac{m(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)}{3M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)},$$

$$\frac{34-x}{2 \cdot 242} = \frac{x}{3 \cdot 189} \Rightarrow x = \frac{34}{\frac{2 \cdot 242}{3 \cdot 189} + 1} \approx 18,34 \text{ г.}$$

Такая масса нитрата цинка образовалась. Теперь можно найти количество цинка, израсходованного по реакции:

$$\nu(\text{Zn}) = \nu(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)}{M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)} = \frac{18,34}{189} = 0,097 \text{ моль.}$$

Найдем количество железа, восстановленного и осажденного на пластинке:

$$\nu(\text{Fe}) = \frac{2}{3} \nu(\text{Zn}) = 0,097 \cdot \frac{2}{3} = 0,0647 \text{ моль.}$$

Определим массы цинка и железа:

$$m(\text{Zn}) = \nu(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}) = 0,097 \cdot 65 = 6,305 \text{ г,}$$

$$m(\text{Fe}) = \nu(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,0647 \cdot 56 = 3,623 \text{ г.}$$

Найдем массу конечной пластинки:

$$\begin{aligned} m(\text{пластинки}) &= m(\text{пластинки})_{\text{до}} - m(\text{Zn}) + m(\text{Fe}) = \\ &= 13,2 - 6,305 + 3,623 = 10,518 \approx 10,5 \text{ г.} \end{aligned}$$

Ответ:  $m(\text{пластинки}) = 10,5 \text{ г.}$

### Задачи на составление системы двух уравнений

Существует достаточно большое количество задач, при решении которых необходимо вводить не одну, а несколько неизвестных переменных. Чтобы найти требуемое решение, нужно составить несколько уравнений, число которых соответствует числу принятых неизвест-

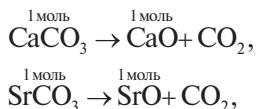
ных. Найти такую задачу среди других достаточно легко: обычно в ее тексте приведены данные, касающиеся не одного вещества, а смеси. Например, если в тексте указана масса начальной и конечной смеси или общий объем газов, то, скорее всего, такая задача может быть решена с помощью составления системы уравнений. Система может содержать не только два уравнения, но и больше. С другой стороны, такие задачи можно решить, не прибегая к составлению системы уравнений. Следующий пример иллюстрирует вышесказанное.

10. Задачу можно решить несколькими способами. Рассмотрим два из них, полностью проведя вычисления.

*Первый способ* основан на том, что при решении мы будем пользоваться только одной неизвестной, например, массой одного из исходных веществ, например  $x = m(\text{SrCO}_3)$ . Так как смесь состоит только из карбоната кальция и стронция, масса карбоната кальция будет равна  $(2 - x)$  г. Рассчитаем количество вещества каждого карбоната:

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{2-x}{100}, \quad \nu(\text{SrCO}_3) = \frac{m(\text{SrCO}_3)}{M(\text{SrCO}_3)} = \frac{x}{148}.$$

По уравнениям реакций



из 1 моля каждого карбоната образуется 1 моль соответствующего оксида:

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CaO}), \quad \nu(\text{SrCO}_3) = \nu(\text{SrO}).$$

Вычисляем массу оксидов кальция и стронция, г,

$$m(\text{CaO}) = \nu(\text{CaO}) \cdot M(\text{CaO}) = \frac{2-x}{100} \cdot 56,$$

$$m(\text{SrO}) = \nu(\text{SrO}) \cdot M(\text{SrO}) = \frac{x}{148} \cdot 104.$$

По условию задачи сумма масс оксидов стронция и кальция равна 1,23 г.

$$\frac{x}{148} \cdot 104 + \frac{2-x}{100} \cdot 56 = 1,23.$$

Решим уравнение относительно  $x$ :

$$0,703x + 0,56(2-x) = 1,23,$$

$$0,703x + 1,12 - 0,56x = 1,23,$$

$$0,143x = 0,11 \Rightarrow x = 0,7692 \approx 0,77 \text{ г}.$$

Таким образом, масса карбоната стронция равна 0,77 г.

*Второй способ* является более универсальным. Мы рекомендуем использовать именно его для решения последующих задач. Он состоит в том, что в качестве неизвестных используется не масса, а количество каждого вещества: пусть  $\nu(\text{CaCO}_3) = x$  моль, а  $\nu(\text{SrCO}_3) = y$  моль.

Составим систему, первое уравнение которой будет соответствовать условию до термического разложения, а второе — после термического разложения:

$$\begin{cases} m(\text{CaCO}_3) + m(\text{SrCO}_3) = 2, \\ m(\text{CaO}) + m(\text{SrO}) = 1,23. \end{cases}$$

Заменим массу каждого исходного вещества и продукта на произведение количества вещества на молярную массу. Так как количество вещества карбоната стронция и оксида стронция, а также карбоната кальция и оксида кальция равны, то система приобретает вид:

$$\begin{cases} M(\text{CaCO}_3) \cdot x + M(\text{SrCO}_3) \cdot y = 2, \\ M(\text{CaO}) \cdot x + M(\text{SrO}) \cdot y = 1,23. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 100 \cdot x + 148 \cdot y = 2, \\ 56 \cdot x + 104 \cdot y = 1,23. \end{cases}$$



Выразим из второго уравнение  $x$ :

$$x = \frac{1,23 - 104y}{56},$$

подставим в первое:

$$100 \frac{1,23 - 104y}{56} + 148y = 2,$$

избавимся от дробей умножением правой и левой части на 56 и откроем скобки

$$123 - 10400y + 8288y = 112,$$

$$y = \frac{(123 - 112)}{10400 - 8288} = \frac{11}{2112}.$$

Масса карбоната стронция равна

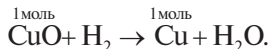
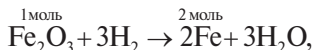
$$m(\text{SrCO}_3) = \nu(\text{SrCO}_3) \cdot M(\text{SrCO}_3) = y \cdot 148 = \frac{11}{2112} 148 \approx 0,77 \text{ г.}$$

Как видно, результаты, полученные в первом и втором способе, равны. Тем не менее, второй способ является более универсальным.

Ответ:  $m(\text{SrCO}_3) = 0,77 \text{ г.}$

Предыдущая задача была сравнительно простой, так как при разложении каждого карбоната образовывалось эквимолярное количество оксида. Следующий пример покажет, что очень важно учитывать стехиометрические коэффициенты в уравнениях химических реакций.

11. Пусть количество вещества оксида железа (III) равно  $x$ , а оксида меди —  $y$ , тогда:



Согласно стехиометрическим коэффициентам реакций, из 1 моль оксида железа (III) образуется 2 моль железа, а из 1 моль оксида меди (II) образуется 1 моль меди.

Система уравнений выглядит следующим образом:

$$\begin{cases} m(\text{Fe}_2\text{O}_3) + m(\text{CuO}) = 10, \\ m(\text{Fe}) + m(\text{Cu}) = 7,5. \end{cases}$$

Проводя замену  $m = M \cdot \nu$ , имеем следующую систему уравнений:

$$\begin{cases} M(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot x + M(\text{CuO}) \cdot y = 10, \\ M(\text{Fe}) \cdot 2 \cdot x + M(\text{Cu}) \cdot 1 \cdot y = 7,5. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 160 \cdot x + 79,5 \cdot y = 10, \\ 56 \cdot 2 \cdot x + 63,5 \cdot y = 7,5. \end{cases}$$

Решая систему, получаем  $x = 0,0309$  моль,  $y = 0,0637$  моль.

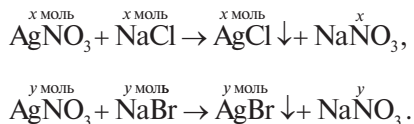
Тогда массовая доля железа в остатке равна:

$$\begin{aligned} \varphi(\text{Fe}) &= \frac{m(\text{Fe})}{m(\text{Fe}) + m(\text{Cu})} = \frac{M(\text{Fe}) \cdot \nu(\text{Fe})}{m(\text{остатка})} = \frac{56 \cdot 2 \cdot x}{7,5} = \\ &= \frac{56 \cdot 2 \cdot 0,0309}{7,5} = 0,4607 \quad (46,07 \%). \end{aligned}$$

Ответ:  $\omega(\text{Fe}) = 46,07 \%$ .

Следующая задача лишь по объему рассуждений отличается от предыдущих, так как она является комплексной (состоящей из нескольких отдельных задач). На первом этапе запишем уравнения химических реакций и составим систему, соответствующую условию задачи. После вычисления масс требуемых компонентов проведем расчет массовых долей солей в растворе.

12. Пусть количество вещества хлорида натрия —  $x$ , бромида натрия —  $y$ . Уравнение реакции выглядит так:



Из уравнений реакций видно, что при образовании 1 моль галогенида серебра требуется 1 моль галогенида натрия и 1 моль нитрата серебра. Тогда составим систему уравнений:

$$\begin{cases} m(\text{NaCl}) + m(\text{NaBr}) = 3, \\ m(\text{AgCl}) + m(\text{AgBr}) = 6. \end{cases}$$

Используя формулу  $m = \nu M$ , решим следующую систему:

$$\begin{cases} M(\text{NaCl}) \cdot x + M(\text{NaBr}) \cdot y = 3, \\ M(\text{AgCl}) \cdot x + M(\text{AgBr}) \cdot y = 6. \end{cases}$$

Подставляя значения молярных масс соответствующих веществ, получим:

$$\begin{cases} 58,5 \cdot x + 103 \cdot y = 3, \\ 142,5 \cdot x + 187 \cdot y = 6. \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x = 0,0153, \\ y = 0,0205. \end{cases}$$

Рассчитаем количество нитрата серебра, вступившего в реакцию:

$$m_p(\text{AgNO}_3) = M(\text{AgNO}_3) \cdot (x + y) = 169 \cdot (0,0153 + 0,0205) \approx 6,05 \text{ г.}$$

Рассчитаем массу нитрата серебра, которое осталось после реакции:

$$m(\text{AgNO}_3) = m(p - pa)\omega(\text{AgNO}_3) - m_p(\text{AgNO}_3) = 100 \cdot 0,1 - 6,05 = 3,95 \text{ г.}$$

Вычислим массу нитрата натрия, образовавшегося по реакциям:

$$m(\text{NaNO}_3) = M(\text{NaNO}_3) \cdot (x + y) = 85 \cdot (0,0153 + 0,0205) = 3,043 \text{ г.}$$

Масса конечного раствора равна массе начального раствора с массовой смеси галогенидов натрия, но без массы осадка:

$$\begin{aligned} m &= m(p - pa) + m(\text{NaCl}) + m(\text{NaBr}) - m(\text{AgCl}) - m(\text{AgBr}) = \\ &= 100 + 3 - 6 = 97 \text{ г.} \end{aligned}$$

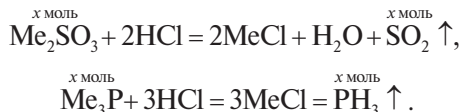
В конечном растворе растворена часть нитрата серебра, которая не вступила в реакцию, и нитрат натрия, образовавшийся в ходе нее. Массовые доли находим следующим образом:

$$\begin{aligned} \omega(\text{AgNO}_3) &= \frac{m(\text{AgNO}_3)}{m} = \frac{3,95}{97} = 0,0407 (4,07 \%). \\ \omega(\text{NaNO}_3) &= \frac{m(\text{NaNO}_3)}{m} = \frac{3,043}{97} = 0,0314 (3,14 \%). \end{aligned}$$

Ответ:  $\omega(\text{AgNO}_3) = 4,07 \%$ ,  $\omega(\text{NaNO}_3) = 3,14 \%$ .

Следующие три задачи качественно отличаются от рассмотренных выше. Если в приведенных до этого примерах составление систем уравнений было видно из условия, то в данных задачах это условие менее очевидно. Однако применение данного метода также целесообразно, если речь идет не только о массе или объеме смеси, но и о других функциональных зависимостях между веществами, например, равенстве массовых, мольных или объемных долей.

13. Так как по условию задачи не известно, что за металл входил в состав соединений, то примем, что его молярная масса будет равна  $M$  (по молярной массе далее напрямую определим элемент). Пусть количество фосфида и сульфита щелочного металла равно  $x$  моль (по условию указано, что имеют равные мольные доли), тогда уравнения реакций выглядят следующим образом:



По условию задачи сумма масс сульфита и фосфида щелочного металла составляет 7,3 г, т. е.

$$\begin{aligned} m(\text{Me}_2\text{SO}_3) + m(\text{Me}_3\text{P}) &= 7,3, \\ M(\text{Me}_2\text{SO}_3)v(\text{Me}_2\text{SO}_3) + M(\text{Me}_3\text{P})v(\text{Me}_3\text{P}) &= 7,3, \\ x(2M + 80) + x(3M + 31) &= 7,3. \end{aligned} \quad (*)$$

С другой стороны, выделилось 2,24 л газов, т. е.

$$\sum v = x + x = \frac{V}{V_M} = \frac{2,24}{22,4} = 0,1 \text{ моль} \Rightarrow x = 0,05 \text{ моль}.$$

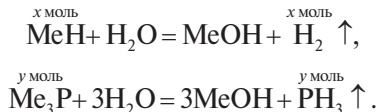
Подставляя  $x$  в уравнение (\*), получим, что  $M = 7$ , т. е. этот металл — литий, а смесь состояла из  $\text{Li}_2\text{SO}_3$  и  $\text{Li}_3\text{P}$ .

Ответ:  $\text{Li}_2\text{SO}_3$  и  $\text{Li}_3\text{P}$ .

14. Решение этой задачи похоже на предыдущее. Так же неизвестный металл обозначим как  $\text{Me}$ , а его молярную массу —  $M$  (г/моль), тогда составим систему уравнений, отвечающую начальному и конечному условию. Первое уравнение системы — равенство масс гидрида и фосфида, второе — выражение, связывающее среднюю молярную массу выделившихся продуктов. Обозначив через  $x$  — количество вещества гидрида и  $y$  — количество вещества фосфида, получаем:

$$\begin{aligned}
 m(\text{MeH}) &= m(\text{Me}_3\text{P}), \\
 M(\text{MeH})\nu(\text{MeH}) &= M(\text{Me}_3\text{P})\nu(\text{Me}_3\text{P}), \\
 (M+1)x &= (3M+31)y.
 \end{aligned}
 \tag{*}$$

Напишем уравнения реакций:



Среднюю молярную массу газов находят следующим образом:

$$M_{\text{ср}} = \frac{M_{\text{H}_2} \nu_{\text{H}_2} + M_{\text{PH}_3} \nu_{\text{PH}_3}}{\nu_{\text{H}_2} + \nu_{\text{PH}_3}} = \frac{2x + 34y}{x + y}.$$

С другой стороны, средняя молярная масса равна

$$M_{\text{ср}} = M_{\text{CO}_2} d_{\text{CO}_2} = 44 \cdot 0,2 = 8,8 \text{ г / моль}.$$

Тогда, получим, что

$$\frac{2x + 34y}{x + y} = 8,8. \tag{**}$$

Если решать совместно уравнения (\*) и (\*\*), то прийти к нужному результату довольно легко, хотя система имеет два уравнения и три неизвестные. Рассмотрим это решение:

Из второго уравнения системы получаем:

$$2x + 34y = 8,8x + 8,8y \Rightarrow 6,8x = 25,2y \Rightarrow x = \frac{25,2}{6,8} y.$$

Подставим полученное выражение в первое уравнение:

$$(M+1)\frac{25,2}{6,8}y=(3M+31)y.$$

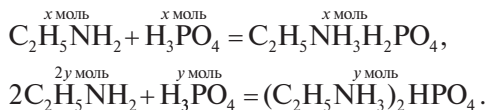
Теперь сократим  $y$  ( $y$  не равно нулю по условию задачи) и получим уравнение с одним неизвестным:

$$(M+1)\frac{25,2}{6,8}=(3M+31),$$

$$3,7059M+3,7059=3M+31\Rightarrow M\approx 39.$$

Щелочной элемент, обладающий такой молярной массой, — калий. Таким образом, смесь состояла из гидрида калия и фосфида калия. Ответ:  $\text{KH}$  и  $\text{K}_3\text{P}$ .

15. Смесь газов пропускают через раствор фосфорной кислоты, при этом реагирует только этиламин; а этан, являющийся инертным, не вступает во взаимодействие. Напишем происходящие реакции, полагая, что  $x$  моль этиламина пошло на образование дигидрофосфорной соли, а  $y$  моль — на образование гидрофосфорной соли:



Составим систему уравнений, соответствующую условиям задачи. Первое уравнение — количество вещества фосфорной кислоты, которое требуется для реакций, второе — равенство массовых долей кислых солей (или равенство масс, что эквивалентно):

$$\left\{ \begin{array}{l} \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{раствора})\omega(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}, \\ m(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{H}_2\text{PO}_4) = m(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3)_2\text{HPO}_4. \end{array} \right.$$

Из уравнений реакций видно, что количество вещества фосфорной кислоты равно  $(x + y)$ . Подставим известные величины в систему, не забыв заменить массу аминов на молярную массу и количество вещества:

$$\begin{cases} x + y = \frac{100 \cdot 0,098}{98} = 0,1, \\ 143x = 188y. \end{cases}$$

Из второго уравнения имеем:

$$x = \frac{188}{143} y.$$

Подставим  $x$  в первое уравнение:

$$\frac{188}{143} y + y = 0,1 \Rightarrow y = \frac{0,1}{\frac{188}{143} + 1} = 0,0432.$$

Тогда  $x$  равен

$$x = \frac{188}{143} y = \frac{188}{143} 0,0432 = 0,0568 \text{ моль.}$$

Найдем теперь объем газа, пропущенного через раствор:

$$V = 22,4[\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2) + \nu(\text{C}_2\text{H}_6)].$$

Количество этиламина равно (по уравнениям реакций):

$$\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2) = x + 2y = 0,0568 + 2 \cdot 0,0432 = 0,1432 \text{ моль.}$$



Количество  $C_2H_6$  найдем из условия концентрации этана в газовой смеси:

$$\omega(C_2H_6) = \frac{m(C_2H_6)}{m(C_2H_6) + m(C_2H_5NH_2)},$$

$$\omega(C_2H_6) = \frac{M(C_2H_6) \nu(C_2H_6)}{M(C_2H_6) \nu(C_2H_6) + M(C_2H_5NH_2) \nu(C_2H_5NH_2)}.$$

Или, подставляя все известные величины в последнее уравнение, получим:

$$0,4 = \frac{30\nu(C_2H_6)}{30\nu(C_2H_6) + 45\nu(C_2H_5NH_2)} \Rightarrow \nu(C_2H_6) = 0,1432 \text{ моль}.$$

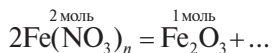
Тогда объем смеси равен:

$$V = 22,4(0,1432 + 0,1432) = 6,415 \text{ л}.$$

Ответ: 6,415 л.

16. Очевидно, что разложению подвергся либо нитрат железа (II), либо нитрат железа (III). Мы не советуем отдельно брать то или иное соединение и рассчитывать требуемые параметры.

Пусть степень окисления железа в нитрате равна  $n$ , тогда запишем химическую формулу соли:  $Fe(NO_3)_n$ . Независимо от того, какая степень окисления железа в нитрате, при разложении образуется только оксид железа (III). Напишем схематически реакцию разложения:



Из уравнения видно, что при разложении 2 моль нитрата образуется 1 моль оксида железа, значит:

$$\begin{aligned} \nu(\text{Fe}(\text{NO}_3)_n) &= 2\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3), \\ \frac{m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_n)}{M(\text{Fe}(\text{NO}_3)_n)} &= 2 \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)}. \end{aligned}$$

Подставим известные значения и решим полученное уравнение относительно  $n$ :

$$\frac{20,48}{56 + 62n} = \frac{2 \cdot 8}{160} \Rightarrow n = 2,4.$$

Нами получено, на первый взгляд, совершенно не существующее значение степени окисления железа. Однако данные промежуточного вычисления верны. Дело в том, что образец содержал не индивидуальный нитрат железа (II) или нитрат железа (III), а их смесь. Теперь необходимо сделать следующие замены: пусть  $\nu(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = x$  моль, а  $\nu(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = y$  моль. Составим систему, первое уравнение которой будет описывать условие суммы масс нитратов, а второе — количество вещества образовавшегося оксида.

$$\begin{cases} 180x + 242y = 20,48, \\ 0,5x + 0,5y = \frac{8}{160} = 0,05. \end{cases}$$

Решая систему, получаем  $x = 0,06$  моль,  $y = 0,04$  моль, тогда

$$\begin{aligned} \omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) &= \frac{m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2)}{m(\text{смеси})} = \frac{180x}{20,48} = \frac{180 \cdot 0,06}{20,48} = 0,527, \\ \omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) &= 1 - \omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = 1 - 0,527 = 0,473. \end{aligned}$$

Ответ:  $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_2) = 52,7\%$ ,  $\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 47,3\%$ .

Предлагаем рассмотреть еще одну задачу с «изюминкой», при решении которой придется составить две системы уравнений и проверить полученные значения.

17. Запишем краткие формулы кислот, обозначая за  $n$  количество атомов углерода в цепи низшего гомолога кислоты —  $C_nH_{2n+1}COOH$  (вещество 1) и  $C_nH_{2n+1}CH_2COOH$  (вещество 2), их молярные массы равны  $M_1 = 14n + 46$  и  $M_2 = 14n + 60$  г моль соответственно. По условию задачи количество вещества низшего гомолога в смеси больше, чем высшего, в пять раз. Обозначая количество вещества высшего гомолога за  $x$ , имеем  $v_2 = x$ ,  $v_1 = 5x$  моль. Таким образом, составим первое уравнение системы:

$$\begin{aligned} m_1 + m_2 &= 37,4, \\ M_1 v_1 + M_2 v_2 &= 37,4, \\ 5x(14n + 46) + x(14n + 60) &= 37,4 \Rightarrow x(84n + 290) = 37,4. \end{aligned} \quad (*)$$

В качестве продуктов образовались сложные метиловые эфиры, это значит, что молярная масса продуктов больше, чем молярная масса исходных веществ на 14 единиц, т. е. для  $C_nH_{2n+1}COOCH_3$  (3 вещество)  $M_3 = 14n + 60$  и  $C_nH_{2n+1}CH_2COOCH_3$  (4 вещество)  $M_4 = 14n + 74$ . В тексте также указан выход продуктов, причем не указано какой именно сложный эфир вышел с выходом 50 %, а какой — с 70 %. Учитывая, что по уравнению реакции  $v_1 = v_3$ , а  $v_2 = v_4$ , и то, что выход 50 % может быть как у вещества 3, так и у вещества 4, имеем либо уравнение

$$5x(14n + 60)0,5 + x(14n + 74)0,7 = 30,3, \quad (**)$$

либо уравнение

$$5x(14n + 60)0,7 + x(14n + 74)0,5 = 30,3. \quad (***)$$

На основе уравнений (\*), (\*\*) и (\*\*\*) имеем две системы уравнений:

$$\begin{aligned} (1) \begin{cases} x(84n + 290) = 37,4, \\ 5x(14n + 60)0,5 + x(14n + 74)0,7 = 30,3, \end{cases} \\ \text{и } (2) \begin{cases} x(84n + 290) = 37,4, \\ 5x(14n + 60)0,7 + x(14n + 74)0,5 = 30,3. \end{cases} \end{aligned}$$

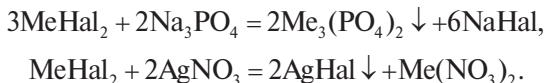
Решая систему (1), получаем, что  $n$  является отрицательным, что лишено физического смысла. Решая систему (2), получим, что  $n = 1$ , а  $x = 0,1$  моль, т.е. низший гомолог кислоты — этановая кислота, высший — пропановая. Массовую долю 1 вещества определим по формуле:

$$\omega_1 = \frac{m_1}{m_{\text{смеси}}} = \frac{m_1}{m_1 + m_2} = \frac{5 \cdot 0,1 \cdot (14 \cdot 1 + 46)}{37,4} = 0,8021,$$

$$\omega_2 = 1 - \omega_1 = 1,0000 - 0,8021 = 0,1979.$$

Ответ:  $\omega(\text{этановая кислота}) = 80,21 \%$ ,  $\omega(\text{пропановая кислота}) = 19,79 \%$ .

18. Очевидно, что для решения задачи необходимо ввести переменные величины, пусть молярная масса неизвестного металла  $\text{Me}$  равна  $M$  г/моль, а неизвестного галогенид-иона  $\text{Hal}$  —  $H$  г/моль. Напишем уравнения, происходящие при сливании растворов:



Рассчитаем количество всех веществ с известной массой:

$$\nu(\text{MeHal}_2) = \frac{m(\text{MeHal}_2)}{M(\text{MeHal}_2)} = \frac{2,346}{M + 2H} \text{ моль},$$

$$\nu(\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m(\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2)}{M(\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2)} = \frac{2,346}{3M + 2 \cdot (31 + 4 \cdot 16)} = \frac{2,404}{3M + 190} \text{ моль},$$

$$\nu(\text{AgHal}) = \frac{m(\text{AgHal})}{M(\text{AgHal})} = \frac{2,82}{108 + H} \text{ моль}.$$

Теперь составим систему уравнений, связывающую в математическом виде количество веществ с учетом стехиометрических коэффициентов реакций:

$$\begin{cases} \frac{v(\text{MeHal}_2)}{3} = \frac{v(\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2)}{2}, \\ v(\text{MeHal}_2) = \frac{v(\text{AgHal})}{2}. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 2v(\text{MeHal}_2) = 3v(\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2), \\ 2v(\text{MeHal}_2) = v(\text{AgHal}). \end{cases}$$

Подставим найденные выражения в эту систему:

$$\begin{cases} 2 \frac{2,346}{M+2H} = 3 \frac{2,404}{3M+190}, \\ 2 \frac{2,346}{M+2H} = \frac{2,82}{108+H}. \end{cases}$$

Упростим равенства и избавимся от знаменателей:

$$\begin{cases} \frac{4,692}{M+2H} = \frac{7,212}{3M+190}, \\ \frac{4,692}{M+2H} = \frac{2,82}{108+H}. \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} 4,692(3M+190) = 7,212(M+2H), \\ 4,692(108+H) = 2,82(M+2H). \end{cases}$$

Имеем:

$$\begin{cases} 6,864M - 14,424H = -891,48, \\ 2,82M + 0,948H = 506,736. \end{cases}$$

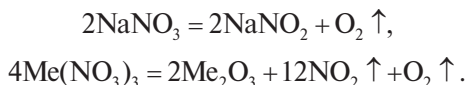
Решая эту систему уравнений, получим, что  $M = 137$  ( $\text{Me} = \text{Ba}$ ),  
а  $H = 127$  ( $\text{Hal} = \text{I}$ ). Неизвестная соль — иодид бария.

Ответ:  $\text{BaI}_2$ .

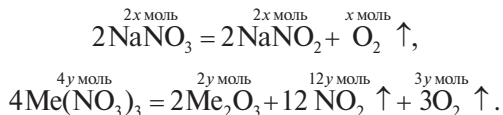
### Задачи на составление системы трех уравнений

Принципиально нижеприведенные задачи мало чем отличаются от рассмотренных выше. Отличие заключается лишь в том, что функциональных зависимостей в таких задачах становится больше.

19. Напишем уравнения реакций, описывающих происходящие процессы:



Пусть количество нитрата натрия равно  $2x$  моль, а нитрата неизвестного металла —  $4y$  моль (коэффициенты 2 и 4 для нитратов соответствуют коэффициентам в реакциях и подобраны для простоты расчетов), тогда:



По уравнениям выделилось  $x + 12y + 3y = x + 15y$  моль газов. После пропускания газов через раствор гидроксида натрия происходит растворение оксида азота (IV) с образованием нитрата и нитрита натрия:



После этого остается  $(x + 3y)$  моль кислорода.

Составим систему уравнений, описывающую условие задачи, где первое уравнение соответствует сумме масс твердых остатков, второе — объему выделившихся газов, а третье — объему оставшегося кислорода:

$$\begin{cases} m(\text{NaNO}_2) + m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 27,3, \\ V(\text{NO}_2 + \text{O}_2) = 34,72, \\ V(\text{O}_2) = 7,84. \end{cases}$$

Проводя замену  $m = \nu \cdot M$  и подставляя все известные величины, имеем:

$$\begin{cases} 2x \cdot 69 + 2y \cdot (2M + 48) = 27,3, \\ (x + 15y) \cdot 22,4 = 34,72, \\ (x + 3y) \cdot 22,4 = 7,84. \end{cases}$$

Из второго уравнения вычтем третье и получим:

$$12y \cdot 22,4 = 26,88 \Rightarrow y = 0,1 \text{ моль.}$$

Подставляя  $y$  в третье уравнение, определяем значение  $x$ :

$$22,4(x + 0,3) = 7,84 \Rightarrow x = \frac{7,84}{22,4} - 0,3 = 0,05 \text{ моль.}$$

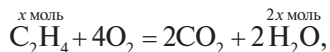
Теперь, зная  $x$  и  $y$ , легко определить  $M$  из первого уравнения системы:

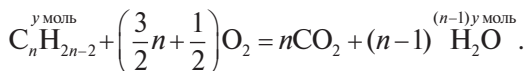
$$\begin{aligned} 2 \cdot 0,05 \cdot 69 + 2 \cdot 0,1 \cdot (2M + 48) &= 27,3 \Rightarrow \\ \Rightarrow 2M &= \frac{27,3 - 6,9}{0,2} - 48 = 54 \Rightarrow M = 27 - \text{Al}. \end{aligned}$$

Неизвестная соль — нитрат алюминия  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

Ответ: нитрат алюминия.

21. Так как нам неизвестно, какой алкадиен находился в смеси, положим, что число атомов углерода в нем равно  $n$ . Запишем химическую формулу этого диена:  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ . Полагая, что количество этилена равно  $x$  моль, а диена —  $y$  моль, запишем уравнения полного сжигания органических веществ:

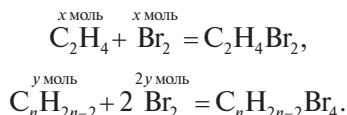




По задаче объем смеси равен 4,48 л. Составим уравнение, соответствующее этому условию:

$$\begin{aligned} V(\text{смеси}) &= V(C_2H_4) + V(C_n H_{2n-2}) = \\ &= \nu(C_2H_4) \cdot 22,4 + \nu(C_n H_{2n-2}) \cdot 22,4 = 4,48, \\ (x + y) \cdot 22,4 &= 4,48. \end{aligned} \quad (*)$$

Запишем уравнение реакции алкена и алкадиена с бромом:



Найдем количество брома (в моль), вступившего в реакцию с углеводородом:

$$\begin{aligned} \nu(Br_2) &= \frac{m(Br_2)}{M(Br_2)} = \frac{m(\text{раствора}) \cdot \omega(Br_2)}{M(Br_2)} = \\ &= \frac{V(\text{раствора}) \cdot \rho(\text{раствора}) \cdot \omega(Br_2)}{M(Br_2)}, \end{aligned}$$

подставим все известные величины:

$$\nu(Br_2) = \frac{V(\text{раствора}) \cdot \rho(\text{раствора}) \cdot \omega(Br_2)}{M(Br_2)} = \frac{148,1 \cdot 1,8 \cdot 0,15}{160} = 0,25 \text{ моль.}$$

С другой стороны, такое количество брома израсходовалось на взаимодействие с ненасыщенными углеводородами:

$$\nu(Br_2) = x + 2y = 0,25. \quad (**)$$



Наконец, составим уравнение, связывающее неизвестные  $x$  и  $y$  с массой образовавшейся при сжигании воды.

Согласно первым двум уравнениям химических реакций количество полученной воды равно:

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 4 \cdot \nu(\text{C}_2\text{H}_4) + (n-1) \cdot \nu(\text{C}_n\text{H}_{2n-2}) = 2x + (n-1)y.$$

В то же время масса воды (в г) равна:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2\text{O}) \cdot \nu(\text{H}_2\text{O}) = 18[2x + (n-1)y] = 9. \quad (***)$$

Составим систему из трех выведенных уравнений:

$$\begin{cases} (x+y) \cdot 22,4 = 4,48, \\ x+2y = 0,25, \\ 18[2x+(n-1)y] = 9. \end{cases}$$

Решим полученную систему.

Левую и правую части первого уравнения разделим на 22,4:

$$x+y = \frac{4,48}{22,4} \Rightarrow x+y = 0,2. \quad (****)$$

Вычтем полученное уравнение из второго уравнения системы и найдем  $y$ :

$$x+2y - (x+y) = 0,25 - 0,2 \Rightarrow y = 0,05.$$

Подставим найденное значение  $y$  в уравнение (\*\*\*\*) и определим  $x$ :

$$x+y = 0,2 \Rightarrow x = 0,2 - y = 0,2 - 0,05 = 0,15.$$

Теперь подставим  $x$  и  $y$  в третье уравнение системы и определим  $n$ :

$$\begin{aligned} 18[2x+(n-1)y] &= 9 \Rightarrow 2x+(n-1)y = 0,5, \\ 2 \cdot 0,15 + (n-1) \cdot 0,05 &= 0,5 \Rightarrow n = \frac{0,5 - 2 \cdot 0,15}{0,05} - 1 = 5. \end{aligned}$$

Таким образом, мы можем составить химическую формулу алкадиена:  $C_5H_8$ . Единственный возможный вариант разветвленного диена, содержащих пять атомов углерода, — это изопрен или 2-метилбутадиен-1,3.

Ответ: изопрен.

### Задачи на составление квадратных уравнений

Некоторые химические задачи невозможно решить без составления квадратных уравнений. Ниже приведены примеры.

21. Напишем уравнение реакции сульфита с соляной кислотой, полагая, что молярная масса неизвестного металла  $Me$  равна  $M$  г/моль:



Из уравнения реакции видно, что из 1 моль сульфита образуется 1 моль газа, тогда:

$$\nu(MeSO_3) = \nu(SO_2),$$

заменяем количество на массу и молярную массу соответствующих веществ и подставим известные данные:

$$\frac{m(MeSO_3)}{M(MeSO_3)} = \frac{m(SO_2)}{M(SO_2)},$$

$$\frac{75}{M + 32 + 3 \cdot 16} = \frac{M}{32 + 16 \cdot 2} \Rightarrow \frac{75}{M + 80} = \frac{M}{64}.$$

Из последнего равенства можно получить квадратное уравнение:

$$M(M + 80) = 64 \cdot 75,$$

$$M^2 + 80M - 4800 = 0.$$

Решим его:

$$M_{1,2} = -\frac{80}{2} \pm \sqrt{\left(\frac{80}{2}\right)^2 + 4800} = -40 \pm 80 = \begin{bmatrix} -120, \\ 40. \end{bmatrix}$$

Естественно, отрицательная молярная масса у элементов не бывает, поэтому  $M = 40$  — Ca. Неизвестная соль —  $\text{CaSO}_3$ .

Ответ: сульфит кальция.

22. Запишем схематически уравнения реакции, учитывая баланс по углероду:



Определим количество израсходованного метана и полученного бензола:

$$\nu(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_M} = \frac{13,66}{22,4} = 0,6 \text{ моль.}$$

$$\nu(\text{C}_6\text{H}_6) = \frac{m(\text{C}_6\text{H}_6)}{M(\text{C}_6\text{H}_6)} = \frac{3,744}{12 \cdot 6 + 6} = 0,048 \text{ моль.}$$

Подставим найденные значения в уравнения реакций:



Введем переменные: пусть  $\eta_1$  — выход первой стадии процесса, а  $\eta_2$  — второй, тогда напишем уравнения корреляции между количеством вещества метана и бензола:

$$\nu(\text{CH}_4) = \frac{3\nu(\text{C}_2\text{H}_2)}{\eta_1} = \frac{6\nu(\text{C}_6\text{H}_6)}{\eta_1 \cdot \eta_2},$$

$$\nu(\text{CH}_4) = \frac{6\nu(\text{C}_6\text{H}_6)}{\eta_1 \cdot \eta_2},$$

$$0,6 = \frac{6 \cdot 0,048}{\eta_1 \cdot \eta_2},$$

$$\eta_1 \cdot \eta_2 = 0,48.$$

Запишем второе условие задачи, касающееся соотношения выходов реакций:

$$\eta_2(1 - 0,25) = \eta_1 \Rightarrow \eta_1 = 0,75\eta_2.$$

Подставим это равенство в предыдущее:

$$\eta_1 \cdot \eta_2 = 0,75\eta_2 \cdot \eta_2 = 0,48 \Rightarrow \eta_2^2 = 0,64 \Rightarrow \eta_2 = 0,8 (80 \%).$$

Остается вычислить выход первой реакции:

$$\eta_1 = 0,75\eta_2 = 0,75 \cdot 0,8 = 0,6 (60 \%).$$

Ответ: 60 % и 80 %.

23. Для того чтобы определить формулы исходного и конечного углеводорода, составим баланс углерода и водорода.

В левой части общее количество углерода равно  $x \cdot n$ , а в правой —  $y(2n+2)$ , тогда

$$nx = (2n+2)y. \quad (*)$$

В левой части число атомов водорода равно  $x(3n-4)$ , а в правой —  $y \cdot 3n$ , тогда уравнение, описывающее баланс водорода, будет иметь вид:

$$(3n-4)x = 3ny. \quad (**)$$

Соберем эти уравнения в систему:

$$\begin{cases} nx = (2n+2)y, \\ (3n-4)x = 3ny. \end{cases}$$

Разделим первое уравнение на второе:

$$\frac{nx}{(3n-4)x} = \frac{(2n+2)y}{3ny},$$

$$\frac{n}{(3n-4)} = \frac{(2n+2)}{3n},$$

после чего выведем квадратное уравнение:

$$3n^2 = (2n+2)(3n-4) \Rightarrow 3n^2 - 2n - 8 = 0.$$

Решим это квадратное уравнение:

$$n_{1,2} = \frac{2}{6} \pm \sqrt{\left(\frac{2}{6}\right)^2 + \frac{8}{3}} = \frac{2}{6} \pm \frac{10}{6} = \left[ \begin{array}{l} -4/3, \\ 2. \end{array} \right.$$

Выбираем положительный корень  $n = 2$ . Таким образом, исходное вещество —  $C_2H_2$ , а конечное —  $C_6H_6$ . Это — реакция тримеризации ацетилена с получением бензола. Реакция протекает в присутствии активированного угля при повышенных температурах (600–650 °C).

Ответ:  $3C_2H_2 \xrightarrow{C_{акт}, t} C_6H_6$ .

24. Это типичная задача с неполным условием. Обозначим молярную массу вещества  $\Theta^1 H_3$  как  $a$  г/моль, а молярную массу  $\Theta^2 H_4$  как  $b$  г/моль. Здесь  $\Theta^1$  и  $\Theta^2$  — неизвестные элементы. Пусть количество  $\Theta^1 H_3$  равно  $x$  моль, а количество  $\Theta^2 H_4$  —  $y$  моль. Тогда найдем массу газовой смеси:

$$m = \rho \cdot V_m \cdot \sum v = 1,942 \cdot 22,4 \cdot (x + y) = 43,5(x + y).$$

Определим массы неизвестных соединений, если дана массовая доля одного из компонентов:

$$m(\Theta^2\text{H}_4) = \omega(\Theta^2\text{H}_4) \cdot m = 0,5517 \cdot 43,5(x+y) = 24(x+y),$$

$$m(\Theta^1\text{H}_3) = (1 - \omega(\Theta^2\text{H}_4)) \cdot m = (1 - 0,5517) \cdot 43,5(x+y) = 19,5(x+y).$$

Определим количество каждого компонента

$$v(\Theta^1\text{H}_3) = \frac{m(\Theta^2\text{H}_4)}{M(\Theta^2\text{H}_4)} = \frac{19,5(x+y)}{a}, \quad v(\Theta^2\text{H}_4) = \frac{m(\Theta^2\text{H}_4)}{M(\Theta^2\text{H}_4)} = \frac{24(x+y)}{b}.$$

Общее количество этих компонентов равно:

$$v(\Theta^1\text{H}_3) + v(\Theta^2\text{H}_4) = \sum v \Rightarrow \frac{19,5(x+y)}{a} + \frac{24(x+y)}{b} = x+y.$$

Решим это уравнение, сокращая левую и правую часть на  $(x+y \neq 0)$ :

$$\frac{19,5(x+y)}{a} + \frac{24(x+y)}{b} = x+y \Rightarrow \frac{19,5}{a} + \frac{24}{b} = 1,$$

$$19,5b + 24a = ab. \quad (*)$$

Второе уравнение составим, руководствуясь последним условием задачи. Массовую долю водорода в смеси, содержащей одинаковые объемы неизвестных веществ, можно найти следующим образом (при этом одинаковые объемы газов соответствуют одинаковому количеству при  $T, P = \text{const.}$ ). Положим, что количество каждого компонента равно  $z$  моль, тогда:

$$v'(\Theta^1\text{H}_3) = v'(\Theta^2\text{H}_4) = z,$$

$$\omega(\text{H}) = \frac{M(\text{H})v'(\Theta^1\text{H}_3) + M(\text{H})v'(\Theta^2\text{H}_4)}{M(\Theta^1\text{H}_3)v'(\Theta^1\text{H}_3) + M(\Theta^2\text{H}_4)v'(\Theta^2\text{H}_4)} = \frac{3z + 4z}{az + bz} = 0,06364,$$

$$\frac{3+4}{a+b} = 0,06364,$$

$$a + b = \frac{7}{0,06364} = 110. \quad (**)$$

Имеем систему из двух уравнений (\*) и (\*\*):

$$\begin{cases} 19,5b + 24a = ab, \\ a + b = 110. \end{cases}$$

Решим ее, при этом выразим из второго уравнения  $a$  или  $b$ :

$$a + b = 110 \Rightarrow a = 110 - b.$$

Подставим это выражение в первое уравнение:

$$19,5b + 24(110 - b) = (110 - b)b.$$

Раскрываем скобки и приводим подобные слагаемые. При этом получим квадратное уравнение:

$$b^2 - 114,5b + 2640 = 0.$$

Решим его:

$$b_{1,2} = \frac{114,5}{2} \pm \sqrt{\left(\frac{114,5}{2}\right)^2 - 2640} = 57,25 \pm 25,25 = \begin{bmatrix} 32, \\ 82,5. \end{bmatrix}$$

Проверим корни.

Если  $b = 32$ , то молярная масса элемента равна  $(b-4) = 32-4 = 28$ . Такой молярной массой обладает кремний. Причем кремний способен образовывать водородные соединения, которые называются силаны.

Если  $b = 82,5$ , то молярная масса элемента равна  $78,5$ . Близкой молярной массой обладает селен. Однако селен образует водородное соединение  $\text{H}_2\text{Se}$ , а не  $\text{SeH}_3$ . Следовательно, второй корень квадрат-

ного уравнения является посторонним. Определим второй элемент, подставляя  $b = 32$  в уравнение (\*\*):

$$32 + a = 110 \Rightarrow a = 78.$$

Молярная масса второго элемента равна молярной массе вещества минус молярная масса трех атомов водорода:  $78 - 3 = 75$  г/моль. Такую молярную массу имеет мышьяк. Действительно, мышьяк образует водородное соединение  $\text{AsH}_3$ .

Ответ:  $\text{AsH}_3$  и  $\text{SiH}_4$ .

### Задачи на составление неравенств

Очень часто можно встретить задачи, которые необходимо решить при помощи неравенств. Заметить такие задачи также не представляется сложным: слова «больше/меньше», «не менее/не более» могут сразу натолкнуть на идею о неравенствах.

25. В данной задаче, как и в предыдущей, за неизвестные лучше брать не количество компонентов, а их массы. Пусть  $m(\text{CaO}) = x$  г, а  $m(\text{Na}_2\text{O}) = 10 - x$ , тогда

$$m(\text{CaO}) > m(\text{Na}_2\text{O}),$$

$$x > 10 - x,$$

$$x > 5 \text{ г.}$$

Определим, какая масса кальция и натрия содержится в смеси оксидов. В одном моле оксида кальция содержится 1 моль кальция, а в одном моле оксида натрия — 2 моль натрия:

$$\nu(\text{CaO}) = \nu(\text{Ca}), \quad \nu(\text{Na}_2\text{O}) = 2\nu(\text{Na}).$$



Заменим в этих выражениях количество вещества на массу и молярную массу, после чего определим из полученных выражений массу металлов:

$$\begin{aligned}v(\text{CaO}) &= v(\text{Ca}), \\ \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})} &= \frac{m(\text{Ca})}{M(\text{Ca})}, \\ \frac{x}{56} &= \frac{m(\text{Ca})}{40} \Rightarrow m(\text{Ca}) = \frac{40x}{56} \text{ г.} \\ 2v(\text{Na}_2\text{O}) &= v(\text{Na}), \\ 2 \frac{m(\text{Na}_2\text{O})}{M(\text{Na}_2\text{O})} &= \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})}, \\ 2 \frac{10-x}{62} &= 2 \frac{m(\text{Na})}{23} \Rightarrow m(\text{Na}) = 2 \frac{23(10-x)}{62} \text{ г.}\end{aligned}$$

По условию задачи масса натрия больше, чем масса кальция, т. е.:

$$\begin{aligned}m(\text{Na}) &> m(\text{Ca}), \\ 2 \frac{23(10-x)}{62} &> \frac{40x}{56} \Rightarrow x < 5,1 \text{ г.}\end{aligned}$$

Таким образом, в данной смеси масса оксида кальция принимает значения  $5,0 < m(\text{CaO})$ , г  $< 5,1$ .

Ответ:  $5,0 < m(\text{CaO})$ , г  $< 5,1$ .

26. Смесь состоит из следующих газов:  $\text{CO}_2$  (молярная масса 44 г/моль),  $\text{N}_2$  (28 г/моль),  $\text{SO}_2$  (64 г/моль). Пусть количество углекислого газа в смеси равно  $x$  моль, азота —  $y$  моль, оксида серы —  $z$  моль. Тогда запишем выражение, связывающее массовую долю серы в смеси с параметрами  $x$ ,  $y$  и  $z$ ; при этом учтем, что один моль оксида серы (IV) соответствует одному молю серы ( $v(\text{SO}_2) = v(\text{S})$ ):

$$\omega(\text{S}) = \frac{v(\text{SO}_2)M(\text{S})}{v(\text{CO}_2)M(\text{CO}_2) + v(\text{N}_2)M(\text{N}_2) + v(\text{SO}_2)M(\text{SO}_2)} =$$

$$= \frac{32z}{44x + 28y + 64z},$$

выразим  $y$  через  $x$  и  $z$ :

$$0,48 = \frac{32z}{44x + 28y + 64z} \Rightarrow y = \frac{1,28z - 21,12x}{13,44}. \quad (*)$$

Выражение (\*) связывает количество азота с количеством остальных газов. Чтобы определить возможную объемную долю азота в смеси, необходимо рассмотреть три крайних случая. Пусть вначале в газовой смеси количество углекислого газа ничтожно мало, т. е.  $x \ll y, z$ . При этом условии можно положить, что  $x$  вклад в расчет не вносит, тогда из (\*) имеем:

$$y = \frac{1,28z - 21,12x}{13,44} \approx \frac{1,28z}{13,44}.$$

Определим объемную долю азота, учитывая то, что объем газа (измеренный при одинаковых условиях) пропорционален его количеству:

$$\varphi(\text{N}_2) = \frac{n(\text{N}_2)}{n(\text{CO}_2) + n(\text{N}_2) + n(\text{SO}_2)} \approx \frac{y}{y + z} = \frac{\frac{1,28z}{13,44}}{\left(\frac{1,28}{13,44} + 1\right)z} = 0,087.$$

Рассмотрим случай, при котором  $y \ll x, z$ . Единственный удовлетворяющий результат —  $y > 0$ , но близок к нулю ( $y \neq 0$ , так как все-таки азот в смеси содержится). Теперь, казалось бы, стоит рассмотреть случай, при котором  $z \ll x, y$ . Однако такое предположение не соблюдается при любых условиях, так как в тексте за-

дачи сказано, что массовая доля серы в смеси 48 %. Настолько большая массовая доля серы уже сама по себе предполагает, что величина  $z$  не может быть близка к нулю. В силу линейной зависимости (\*) вытекает, что объемная доля азота также является линейной в зависимости от изменения концентрации других газов. Значит,  $0 < \varphi(\text{N}_2), \% < 8,7$ .

Ответ:  $0 < \varphi(\text{N}_2), \% < 8,7$ .

27. При прокаливании карбонатов происходят реакции:



*Первый способ*

Введем все карбонаты, кроме карбоната магния, в общую формулу  $\text{MeCO}_3$ . Тогда сумма моль карбоната магния и остальных карбонатов равна количеству моль выделившегося газа:

$$\frac{m(\text{MgCO}_3)}{M(\text{MgCO}_3)} + \frac{m(\text{MeCO}_3)}{M(\text{MeCO}_3)} = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)}.$$

В этой формуле подставим известные числовые данные молярных масс карбоната магния и оксида углерода (IV), а массу других карбонатов заменим на  $5 - m(\text{MgCO}_3)$ , при этом масса оксида углерода равна  $(5 - 2,4) = 2,6$  г:

$$\frac{m(\text{MgCO}_3)}{84} + \frac{5 - m(\text{MgCO}_3)}{M(\text{MeCO}_3)} = \frac{2,6}{44}.$$

Решим данную систему относительно массы карбоната магния:

$$m(\text{MgCO}_3) = \frac{84 \frac{2,6}{44} M(\text{MCO}_3) - 420}{M(\text{MeCO}_3) - 84}.$$

Возможную массу карбоната магния легко можно найти, задавая минимальную и максимальную молярные массы карбонатов металлов в смеси: при  $M(\text{MeCO}_3) = 100$  г/моль —  $\text{CaCO}_3$  получим

$$m(\text{MgCO}_3) = \frac{84 \frac{2,6}{44} \cdot 100 - 420}{100 - 84} = 4,77 \text{ г.}$$

При  $M(\text{MeCO}_3) = 197$  г/моль —  $\text{BaCO}_3$  получим

$$m(\text{MgCO}_3) = \frac{84 \frac{2,6}{44} \cdot 197 - 420}{197 - 84} = 4,94 \text{ г.}$$

Таким образом, масса карбоната магния в смеси карбонатов может принимать значения  $4,77 < m(\text{MgCO}_3), \text{ г} < 4,94$ .

Применим *второй способ* решения, который реализуется с составлением системы уравнений. Пусть  $x$  (моль) — количество вещества карбоната магния, а  $y$  (моль) — количество вещества  $\text{MeCO}_3$ , а  $M$  (г/моль) — молярная масса неизвестного металла. Тогда запишем систему, первое уравнение которой соответствует сумме масс исходных карбонатов, а второе — количеству выделившегося  $\text{CO}_2$ :

$$\begin{cases} m(\text{MgCO}_3) + m(\text{MeCO}_3) = 5, \\ m(\text{CO}_2) = 5 - m(\text{MgO}) - m(\text{MeO}). \end{cases}$$

$$\begin{cases} M(\text{MgCO}_3) \cdot \nu(\text{MgCO}_3) + M(\text{MeCO}_3) \cdot \nu(\text{MeCO}_3) = 5, \\ M(\text{CO}_2) \cdot \nu(\text{CO}_2) = 5 - 2,4. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 84x + (M + 60)y = 5, \\ 44(x + y) = 2,6. \end{cases}$$

Из второго уравнения системы выразим  $x$ :

$$44(x + y) = 2,6 \Rightarrow x + y = \frac{2,6}{44} \Rightarrow x = \frac{2,6}{44} - y. \quad (*)$$

Подставим полученное выражение в первое уравнение системы:

$$84\left(\frac{2,6}{44} - y\right) + (M + 60)y = 5 \Rightarrow y = \frac{5 - 84\frac{2,6}{44}}{M - 24}.$$

Подставим найденное выражение в уравнение (\*):

$$x = \frac{2,6}{44} - y = \frac{2,6}{44} - \frac{5 - 84\frac{2,6}{44}}{M - 24} = \frac{2,6M - 64}{44(M - 24)}.$$

Масса карбоната магния равна:

$$m(\text{MgCO}_3) = M(\text{MgCO}_3) \cdot v(\text{MgCO}_3) = 84 \frac{2,6M - 64}{44(M - 24)}.$$

Определим возможные массовые доли с учетом предположения, что в остатке находится преимущественно карбонат кальция ( $\text{Me} = \text{Ca}$ ,  $M = 40$ ):

$$m(\text{MgCO}_3) = 84 \frac{2,6 \cdot 40 - 64}{44(40 - 24)} = 4,77 \text{ г.}$$

Если в остатке содержится преимущественно карбонат бария ( $\text{Me} = \text{Ba}$ ,  $M = 137$ ), то

$$m(\text{MgCO}_3) = 84 \frac{2,6 \cdot 137 - 64}{44(137 - 24)} = 4,94 \text{ г.}$$

Таким образом, масса карбоната магния может принимать промежуточные значения между 4,77 и 4,94 г.

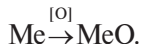
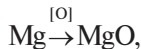
Ответ:  $4,77 < m(\text{MgCO}_3), \text{ г} < 4,94$ .

28. Очевидно, что задача требует ввести неизвестный параметр  $M$  — молярная масса неизвестного металла  $\text{Me}$ . Определим количество вещества магния и металла:

$$\nu(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{3}{24} = 0,125 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})}{M(\text{Me})} = \frac{4}{M} \text{ моль}.$$

Напишем схематически реакции получения оксидов из индивидуальных металлов:



Вычислим по уравнениям реакций массы оксидов:

$$m(\text{MgO}) = M(\text{MgO}) \cdot \nu(\text{MgO}) = M(\text{MgO}) \cdot \nu(\text{Mg}) = (24 + 16) \cdot 0,125 = 5 \text{ г}.$$

$$m(\text{MeO}) = M(\text{MeO}) \cdot \nu(\text{MeO}) = M(\text{MeO}) \cdot \nu(\text{Me}) =$$

$$= (M + 16) \cdot \frac{4}{M} = \frac{4(M + 16)}{M} \text{ г}.$$

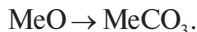
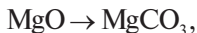
По условию задачи

$$m(\text{MgO}) < m(\text{Me}_2\text{O}_n),$$

тогда

$$5 < \frac{4(M + 16)}{M}. \quad (*)$$

Аналогично схематически записываем реакции образования карбонатов из оксидов



$$\begin{aligned} m(\text{MgCO}_3) &= M(\text{MgCO}_3) \cdot \nu(\text{MgCO}_3) = \\ &= M(\text{MgCO}_3) \cdot \nu(\text{Mg}) = 84 \cdot 0,125 = 10,5 \text{ г.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m(\text{MeCO}_3) &= M(\text{MeCO}_3) \cdot \nu(\text{MeCO}_3) = \\ &= M(\text{MeCO}_3) \cdot \nu(\text{MeO}) = (M + 60) \cdot \frac{4}{M} \text{ г.} \end{aligned}$$

По второму условию задачи получаем

$$\begin{aligned} m(\text{MeCO}_3) &< m(\text{MgCO}_3), \\ (M + 60) \cdot \frac{4}{M} &< 10,5. \end{aligned} \quad (**)$$

Соберем неравенства (\*) и (\*\*) в систему:

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{4(M+16)}{M} > 5, \\ \frac{4(M+60)}{M} < 10,5. \end{array} \right. \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} M < 64, \\ M > 36,9. \end{array} \right. \Rightarrow 36,9 < M < 64.$$

Решение системы неравенств дает единственное рациональное значение  $M = 40$  (т. е. неизвестный металл — кальций).

Ответ: Ca.

### Задачи, решаемые методом подбора (перебора) параметра

Подбор параметра в задачах встречается очень часто. Данный метод может помочь в том случае, если из условия ясно о каких веществах идет речь (хотя бы на уровне элементов), однако не ясно со-

отношение этих веществ или элементов. Обычно за такой параметр принято принимать либо степень окисления неизвестного элемента в веществе, либо количество определенных атомов в молекуле. После составляют уравнение/систему уравнений. При этом нужно отметить, что количество неизвестных (за счет введенного параметра) будет больше, чем уравнений. При получении конечного выражения, связывающего неизвестную величину и параметр, необходимо сделать соответствующую проверку. Проверка проводится путем варьирования параметра в пределах реальных значений с дальнейшим определением неизвестной величины. Рассмотрим, как данный метод реализуется в следующих задачах.

29. В результате обезвоживания соли из нее выделяется вода. Так как в задаче не известен химический состав соли, положим, что  $x$  — количество ионов натрия,  $y$  — количество ионов серы,  $z$  — количество ионов кислорода в соли, а также  $k$  — количество воды в кристаллогидрате (целое число), тогда запишем химическую формулу кристаллогидрата:  $\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z \cdot k\text{H}_2\text{O}$ .

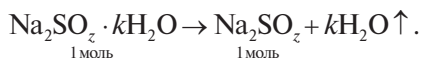
Из условия задачи известны массовые доли натрия и серы в соли; таким образом можно найти коэффициенты  $x$  и  $y$ :

$$x : y = \omega(\text{Na}) : \omega(\text{S}) = \frac{0,1825}{23} : \frac{0,1270}{32},$$

где 0,1825 и 0,1270 — массовые доли натрия и серы, а 23 и 32 — молекулярные массы натрия и серы соответственно.

$$x : y = 0,007935 : 0,003968 = 2 : 1$$

Таким образом, количество ионов натрия в два раза больше количества ионов серы. Подставим  $x$  и  $y$  в формулу кристаллогидрата, учитывая, что если индекс элемента равен единице, то его не записывают. Уравнение реакции обезвоживания выглядит следующим образом:





Чтобы решить задачу, масса исходного кристаллогидрата должна быть равна  $a$  г, тогда по условию задачи масса соли после обезвоживания будет в два раза меньше:  $a/2$  или  $0,5 a$  г. По уравнению реакции видно, что



Заменяем количество вещества массой и молярной массой:

$$\frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_z \cdot k\text{H}_2\text{O})}{M(\text{Na}_2\text{SO}_z \cdot k\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_z)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_z)}.$$

Подставим все числовые значения:

$$\begin{aligned} \frac{a}{23 \cdot 2 + 32 + 16z + 18k} &= \frac{0,5a}{23 \cdot 2 + 32 + 16z}; \\ \frac{a}{78 + 16z + 18k} &= \frac{0,5a}{78 + 16z}, \quad a \neq 0; \\ \frac{1}{78 + 16z + 18k} &= \frac{0,5}{78 + 16z}; \end{aligned}$$

откуда  $k$  равно:

$$k = \frac{78 + 16z}{18}.$$

Коэффициент  $k$  можно легко определить, задавая значение  $z$ .

При  $z = 3$  (соль — сульфит) количество воды в кристаллогидрате равно

$$k = \frac{78 + 16 \cdot 3}{18} = 7,$$

т. е. неизвестный кристаллогидрат имеет формулу  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

Если  $z$  равно 4 (соль — сульфат), то

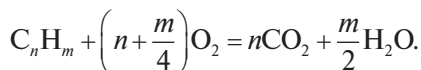
$$k = \frac{78 + 16 \cdot 4}{18} = 7,889.$$

не подходит.

Неизвестное вещество — 7-водная соль сульфита натрия.

Ответ:  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

30. Пусть существует углеводород, который имеет в своем составе  $n$  атомов углерода и  $m$  атомов водорода. Химическую формулу такого углеводорода можно записать как  $\text{C}_n\text{H}_m$ . Напишем уравнение реакции полного окисления этого вещества:



По условию задачи сумма объемов углеводорода и кислорода в два раза больше объема оксида углерода, т. е.:

$$V(\text{C}_n\text{H}_m) + V(\text{O}_2) = 2V(\text{CO}_2).$$

Заменим объем каждого компонента произведением количества вещества на молярный объем:

$$\begin{aligned} \nu(\text{C}_n\text{H}_m) \cdot 22,4 + \nu(\text{O}_2) \cdot 22,4 &= 2\nu(\text{CO}_2) \cdot 22,4, \\ \nu(\text{C}_n\text{H}_m) + \nu(\text{O}_2) &= 2\nu(\text{CO}_2). \end{aligned}$$

Подставим количество каждого газового компонента в уравнение, взяв соответствующие коэффициенты из реакции:

$$1 + \left(n + \frac{m}{4}\right) = 2 \cdot n \Rightarrow n - \frac{m}{4} = 1.$$

Из данной формулы ясно, что количество атомов водорода должно быть числом, кратным 4. Методом перебора определяем неизвестный углеводород:

если  $m = 0$ , то  $n = 1$ , что соответствует  $C_1 H_0 = C$  — углерод, который уже не является углеводородом;

если  $m = 4$ , то  $n = 2$ , что соответствует  $C_2 H_4$  — это этилен;

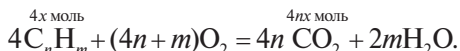
если  $m = 8$ , то  $n = 3$ , что соответствует  $C_3 H_8$  — это пропан;

если  $m = 12$ , то  $n = 4$ , что соответствует  $C_4 H_{12}$  — такого углеводорода не существует.

Как видно из метода перебора, при увеличении  $m$  происходит переход от непредельных углеводородов к предельным. Дальнейший подбор  $n$  проводить бессмысленно, так как уже для  $n = 4$  максимальное возможное количество водорода должно быть 10 (для бутана), а расчет дает  $m = 12$ .

Ответ: этилен или пропан.

31. Запишем реакцию, описывающую сжигание неизвестного углеводорода. При этом обозначим, что его количество равно  $x$  моль, а формула описывается как  $C_n H_m$ :



Запишем условие корреляции массы углекислого газа и углеводорода:

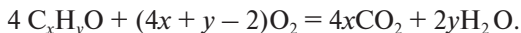
$$\begin{aligned} \frac{m(CO_2)}{m(C_n H_m)} = 3 &\Rightarrow \frac{M(CO_2) \cdot \nu(CO_2)}{M(C_n H_m) \cdot \nu(C_n H_m)} = 3 \Rightarrow \frac{44 \cdot 4nx}{(12n + m) \cdot 4x} = 3 \Rightarrow \\ &\Rightarrow \frac{44nx}{(12n + m) \cdot x} = 3 \Rightarrow 44nx = 36nx + 3mx \Rightarrow 8xn = 3mx \Rightarrow n = \frac{3}{8}m. \end{aligned}$$

Учитывая, что  $n$  должно быть целым числом, получаем, что  $m$  должно быть кратно 8.

При  $m = 8$   $n = 3$ , т. е. это  $C_3 H_8$  — пропан. Если  $m = 16$ ,  $n = 6$ ,  $C_6 H_{16}$  — такого соединения не существует. При  $m > 8$  решений нет.

Ответ:  $C_3 H_8$  — пропан.

32. Запишем формулу органического вещества (в котором  $x$  и  $y$  — количество атомов C, H)  $C_xH_yO$ , а также реакцию его окисления:



По условию задачи

$$v(O_2) = 7v(C_xH_yO).$$

Подставляя в это равенство стехиометрические коэффициенты реакции, получим

$$4x + y - 2 = 7 \cdot 4,$$

$$4x + y = 30.$$

Целесообразно применить метод подбора для определения неизвестного спирта:

При  $x = 1$   $y = 26$ , тогда подставим эти значения в формулу  $C_xH_yO$ ;  $C_{26}H_{26}O$  — лишено физического смысла.

При  $x = 2$   $y = 22$ , тогда  $C_2H_{22}O$  — лишено физического смысла.

При  $x = 3$   $y = 18$ , тогда  $C_3H_{18}O$  — лишено физического смысла.

При  $x = 4$   $y = 14$ , тогда  $C_4H_{14}O$  — такого соединения не существует.

При  $x = 5$   $y = 10$ , тогда  $C_5H_{10}O$  — такой формулой обладают спирты с одной двойной связью  $C_5H_9OH$  — алкенолы или циклоалкано-  
лы. Продолжим перебор.

При  $x = 6$   $y = 6$ , тогда  $C_6H_6O$  или  $C_6H_5OH$  — фенол.

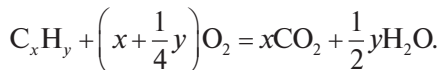
При  $x = 7$   $y = 2$ , тогда  $C_7H_2O$  — лишено физического смысла.

При  $x = 8$   $y = -2$  — лишено физического смысла.

Таким образом, условию задачи соответствуют вещества с формулами  $C_5H_9OH$  и  $C_6H_5OH$ .

Ответ: алкенолы или циклоалкано-  
лы с общей формулой  $C_5H_9OH$ , а также фенол  $C_6H_5OH$ .

33. Примем формулу неизвестного углеводорода как  $C_xH_y$ , тогда напишем уравнение его полного сжигания:



По условию задачи имеем:

$$\frac{V(\text{CO}_2)}{V(\text{исх. смеси})} = \frac{3}{5}.$$

Поскольку речь идет об объемах газов, измеренных при одинаковых условиях, то эти объемы можно заменить количеством каждого вещества:

$$\frac{\nu(\text{CO}_2)}{\nu(\text{исх. смеси})} = \frac{\nu(\text{CO}_2)}{\nu(\text{C}_x\text{H}_y) + \nu(\text{O}_2)} = \frac{3}{5}.$$

Подставляем все известные величины в последнее уравнение, учитывая стехиометрические коэффициенты реакции:

$$\frac{\nu(\text{CO}_2)}{\nu(\text{C}_x\text{H}_y) + \nu(\text{O}_2)} = \frac{x}{1 + x + \frac{1}{4}y} = \frac{3}{5} \Rightarrow y = \frac{8}{3}x - 4.$$

Из этого уравнения видно, что количество атомов углерода не может быть дробным числом, поэтому величина  $x$  должна быть кратна трем. Требуемые вещества определим методом подбора.

Пусть  $x = 3$ ,  $y = 4$ , следовательно,  $\text{C}_3\text{H}_4$  — это пропин или пропадиен.

При  $x = 6$ ,  $y = 12$ , следовательно,  $\text{C}_6\text{H}_{12}$  — гексен или циклогексан.

При  $x = 9$ ,  $y = 20$ , следовательно,  $\text{C}_9\text{H}_{20}$  — нонан.

Видно, что с увеличением  $x$  происходит увеличение степени насыщенности углеводорода, так как для  $x = 9$  получается максимально насыщенное соединение. Поэтому дальнейший перебор проводить бессмысленно.

Ответ:  $\text{C}_3\text{H}_4$  или  $\text{C}_6\text{H}_{12}$  или  $\text{C}_9\text{H}_{20}$ .

34. Начнем решение задачи с определения вещества, содержащего водород. Пусть молярная масса элемента  $B$  равна  $b$  г/моль. Так как мы не знаем количество водорода, содержащегося во втором веществе, обозначим это количество за  $n$ . Тогда химическую формулу такого вещества запишем  $\text{BH}_n$ . Массовая доля водорода в этом веществе равна:

$$\omega(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{m(\text{BH}_n)} = \frac{\nu(\text{H}) \cdot M(\text{H})}{\nu(\text{BH}_n) \cdot M(\text{BH}_n)}.$$

Возьмем любое количество этого вещества, например  $x$  моль, и получим:

$$\omega(\text{H}) = \frac{\nu(\text{H}) \cdot M(\text{H})}{\nu(\text{BH}_n) \cdot M(\text{BH}_n)} = \frac{x \cdot n}{x(b+1 \cdot n)} = \frac{n}{b+n} = 0,05 \Rightarrow b = 19n.$$

Определим элемент  $B$ , если количество водорода в веществе  $\text{BH}_n$  может варьироваться от 1 до 7.

Если  $n = 1$ , то  $b = 19$ . Такой молярной массой обладает фтор, при этом фтор образует кислородные соединения  $\text{HF}$  и  $\text{H}_2\text{F}_2$ , первый из которых может находиться в паровом состоянии. Подходит. Проверим остальные варианты.

Если  $n = 2$ , то  $b = 19 \cdot 2 = 57$ . Элемента с такой молярной массой нет.

Если  $n = 3$ , то  $b = 19 \cdot 3 = 38$ . Элемента с такой молярной массой нет.

Если  $n = 4$ , то  $b = 19 \cdot 4 = 76$ . Элемента с такой молярной массой нет.

Если  $n = 5$ , то  $b = 19 \cdot 5 = 95$ . Элемента с такой молярной массой нет.

Если  $n = 6$ , то  $b = 19 \cdot 6 = 114$ . Элемента с такой молярной массой нет.

Если  $n = 7$ , то  $b = 19 \cdot 3 = 133$ . Элемента с такой молярной массой нет.

Таким образом, подходит только первый вариант.

Определим вещества, содержащие элементы  $A$  и фтор, учитывая, что фтор во фторидах одновалентен, то есть химическую формулу напишем как:  $\text{AF}_m$ . Массовую долю элемента  $A$  найдем как и в первом случае, учитывая, что его молярная масса равна  $a$  г/моль:

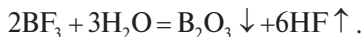
$$\omega(\text{A}) = \frac{\nu(\text{A}) \cdot M(\text{A})}{\nu(\text{AF}_m) \cdot M(\text{AF}_m)} = \frac{a}{a + 19m} = 0,1618 \Rightarrow a = 3,668m.$$

Если  $m = 1$ , то  $a = 3,668$ . Элемента с такой молярной массой нет.

Если  $m = 2$ , то  $a = 7,336$ . Элемента с такой молярной массой нет.

Если  $m = 3$ , то  $a = 11,004$ . Элемент, обладающий такой молярной массой, — бор, при этом бор образует соединение с фтором  $\text{BF}_3$ . Подходит.

Если  $m = 4$ , то  $a = 14,672$ . Элемента с такой молярной массой нет.  
 Если  $m = 5$ , то  $a = 18,34$ . Элемента с такой молярной массой нет.  
 Если  $m = 6$ , то  $a = 22,008$ . Элемента с такой молярной массой нет.  
 Если  $m = 7$ , то  $a = 25,676$ . Элемента с такой молярной массой нет.  
 Напишем уравнение гидролиза фторида бора:



Ответ:  $2\text{BF}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}_2\text{O}_3 + 6\text{HF}$  .

35. Обозначим через параметры  $n$  и  $m$  количество атомов углерода и водорода в углеводороде соответственно. Химическую формулу такого вещества можно записать как  $\text{C}_n\text{H}_m$ . Определим коэффициенты  $n$  и  $m$ , полагая, что масса этого вещества равна  $a$  г:

$$\begin{aligned} n : m &= \frac{m(\text{C}_n\text{H}_m) \cdot \omega(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{m(\text{C}_n\text{H}_m) \cdot \omega(\text{H})}{M(\text{H})} = \\ &= \frac{a(1 - \omega(\text{H}))}{M(\text{C})} : \frac{a\omega(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{(1 - \omega(\text{H}))}{M(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H})}{M(\text{H})} . \end{aligned}$$

На данном этапе хочется отметить, что, во-первых, массовая доля углерода равна разности между единицей и массовой долей водорода (так как вещество состоит только из этих двух атомов); во-вторых, не важно, какую массу углеводорода можно брать, так как из отношения  $n : m$  эта масса ( $a$ , г) сокращается. Поэтому можно сразу выражать параметры  $n$  и  $m$  через массовые доли и молярные массы соответствующих элементов.

$$n : m = \frac{(1 - \omega(\text{H}))}{M(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{1 - 0,0588}{12} : \frac{0,0588}{1} = 0,0784 : 0,0588 .$$

Нами получено соотношение атомов углерода и водорода в неизвестном веществе. Попробуем определить теперь конкретные зна-

чения параметров  $n$  и  $m$ . Сначала разделим полученные величины на наименьшее:

$$n:m = \frac{0,0784}{0,0588} : \frac{0,0588}{0,0588} = 1,333:1. \quad (*)$$

После деления мы получили, что  $n$  является дробным, что быть, конечно, не может. Замечая, что произведение 1,333 и числа, кратные трем, является целым, умножим полученные значения на 3:

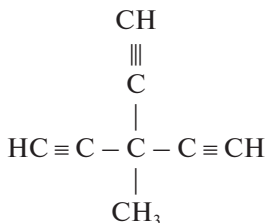
$$n:m = 1,333 \cdot 3 : 1 \cdot 3 = 4:3.$$

Так как в углеводородах количество атомов водорода всегда четное, вновь умножим (\*) на 6.

$$n:m = 1,333 \cdot 6 : 1 \cdot 6 = 8:6.$$

Углеводород, имеющий в своем составе 8 атомов углерода и 6 атомов водорода, существует — это вещество, содержащие в своем составе три тройных связи. Так как в условии задачи сказано, что с металлом углеводород образует соль, то одна из трех связей обязательно должна быть концевой.

Приведем возможные структурные формулы неизвестного вещества:





Определим металл, который образует неизвестную соль. Пусть в реакцию с 1 моль углеводорода вступило  $x$  моль металла  $\text{Me}$  (его молярная масса равна  $M$  г/моль), тогда химическую формулу соли можно записать как  $\text{C}_8\text{H}_{6-x}\text{Me}_x$ , где  $x$  — число замещенных атомов водорода ( $x = 1, 2, 3$ ). Определим неизвестный металл по его массовой доле в соли, учитывая, что его степень окисления равна  $+1$ :

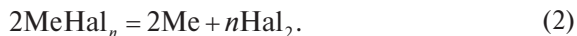
$$\begin{aligned}\omega(\text{C}_8\text{H}_{6-x}\text{Me}_x) &= \frac{\nu(\text{Me}) \cdot M(\text{Me})}{\nu(\text{C}_8\text{H}_{6-x}\text{Me}_x) \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{6-x}\text{Me}_x)} = \\ &= \frac{x \cdot M}{1 \cdot (8 \cdot 12 + 1 \cdot (6 - x) + x \cdot M)} = \frac{Mx}{102 + x + Mx} = \\ &= 0,1750 \Rightarrow M = \frac{0,1750 \cdot 102 + 0,1750 \cdot x}{(1 - 0,1750) \cdot x}.\end{aligned}$$

При  $x = 1$   $M = 22$  — элемента с такой молярной массой нет; при  $x = 2$   $M = 11$  — бор, но бор не имеет степень окисления  $+1$ ; при  $x = 3$   $M = 7$  — литий. Этот металл проявляет степень окисления  $+1$  и образует с алкинами соли; при  $x = 4-5,6$  — элемента с такой молярной массой нет.

Ответ:  $\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{C}\equiv\text{CLi})_3$ .

36. Это типичная задача с неполным условием. В тексте не указан металл, вступивший в реакцию, и какой именно галоген был взят. Но количество неизвестных на этом не заканчивается: еще одна важная величина — степень окисления металла в галогениде. Таким образом, введем следующие переменные:  $M$  — молярная масса неизвестного металла,  $n$  — его степень окисления,  $x$  — молярная масса галогена.

Напишем уравнения реакции, соответствующие процессам взаимодействия и электролиза (по сути это одна и та же реакция, протекающая в разных направлениях):



По реакции (1) из 2 молей металла образуется 2 моля галогенида металла, т. е.

$$\nu(\text{Me}) = \nu(\text{MeHal}_n).$$

Заменим количество вещества на отношение массы и молярной массы соответствующих веществ:

$$\frac{m(\text{Me})}{M(\text{Me})} = \frac{m(\text{MeHal}_n)}{M(\text{MeHal}_n)}.$$

Теперь подставим известные числовые значения масс и молярных масс:

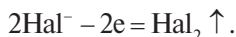
$$\frac{2,3}{M} = \frac{5,85}{M + nx}. \quad (*)$$

Уравнение связывает количество пропущенного электричества через расплав с количеством выделившегося при этом газа (галогена):

$$\nu(\text{Hal}_2) = \frac{It}{Fz} = \frac{Q}{Fz},$$

где  $I$  — ток, А;  $t$  — время прохождения тока;  $F$  — постоянная Фарадея (96500 Кл/моль);  $z$  — количество электронов, участвующих в ОВР процессе;  $Q$  — количество электричества, Кл.

Для перевода аниона галогена в молекулярный галоген требуется 2 электрона:



А по реакции (2) выделяется  $n$  моль галогена, то  $z = 2n$ .

По реакции (2) из 2 моль галогенида металла выделяется  $n$  моль галогена, следовательно,

$$\frac{\nu(\text{MeHal}_2)}{2} = \frac{\nu(\text{Hal}_2)}{n} \Rightarrow \nu(\text{Hal}_2) = \frac{\nu(\text{MeHal}_2)n}{2}. \quad (**)$$

По уравнению Фарадея имеем:

$$\nu(\text{Hal}_2) = \frac{9650}{96500 \cdot 2 \cdot n}. \quad (***)$$

Так как левые части уравнений (\*\*) и (\*\*\*) равны, то равны и правые части, при этом для простоты расчетов заменим количество вещества галогенида металла на количество вещества металла (они равны, согласно  $\nu(\text{Me}) = \nu(\text{MeHal}_n)$ ):

$$\frac{\nu(\text{Me})n}{2} = \frac{9650}{96500 \cdot 2 \cdot n} \Rightarrow \frac{2,3}{M} \cdot \frac{n}{2} = \frac{9650}{96500 \cdot 2 \cdot n} \Rightarrow M = 23n^2.$$

Теперь можно определить металл, перебирая значения  $n$  от 1 до 7.

При  $n = 1$   $M = 23$ . Такой молярной массой обладает натрий.

При  $n = 2$   $M = 92$ . С такой молярной массой элемента нет.

При  $n = 3$   $M = 207$ . Такую молярную массу имеет свинец, но у свинца не бывает степень окисления +3.

При  $n = 4$   $M = 368$ . Такой большой молярной массы не имеет ни один из известных элементов.

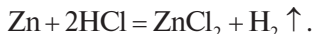
Неизвестный металл — натрий. Теперь, подставляя  $M = 23$  и  $n = 1$  в уравнение (1), находим, что  $x = 35,5$ . Такую молярную массу имеет хлор.

Ответ: хлор.

### Параметрические задачи

Задачи на введение параметра сильно отличаются от задач с подбором параметра. Это отличие состоит в том, что при попытке решения таких задач нужно вводить параметры, которые не заданы в задаче и не присутствуют в итоговом ответе. При этом введение параметра является обязательным, и без него задачу решить достаточно трудно.

37. Начало решения является вполне классическим — составим уравнение химической реакции и вычислим массу цинка, вступившего в реакцию с кислотой. Стоит отметить, что соляная кислота полностью израсходовалась в реакции, поскольку после определенного момента времени прекратилось выделение пузырьков газа:



Рассчитаем количество соляной кислоты по известным данным массы раствора, массовой доли HCl в нем и молярной массы HCl:

$$\nu(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{98,27 \cdot 0,1}{36,5} = 0,2692 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции количество цинка, вступившего в реакцию, в два раза меньше, чем количество хлороводорода, т. е.

$$\nu(\text{Zn}) = \frac{\nu(\text{HCl})}{2} = \frac{0,2692}{2} = 0,1346 \text{ моль}.$$

Тогда масса цинка равна

$$m(\text{Zn}) = M(\text{Zn})\nu(\text{Zn}) = 65 \cdot 0,1346 = 8,749 \text{ г.} \quad (*)$$

На следующем этапе решения требуется найти массу брошенного в раствор образца цинка. Анализируя условие задачи, можно дога-

даться, что в тексте информация о радиусе шарика приведена не случайно. Попробуем связать радиусы начального и конечного шариков сначала с их объемами, а потом — и с массами.

Введем параметр  $R$ , который определяет радиус начального шарика. Запишем формулу для нахождения его объема:

$$V_1 = \frac{4}{3} \pi R^3.$$

Для того чтобы связать объем с массой, необходимо знать плотность цинка. Поскольку в тексте задачи об этом ничего не сказано, то попытаемся ввести еще один параметр  $\rho$ , обозначающий плотность этого металла. Теперь можно найти массу начального шарика как:

$$m_1 = V_1 \rho = \frac{4}{3} \pi R^3 \rho, \text{ г.} \quad (**)$$

Аналогичным образом находим объем ( $V_2$ ) и массу ( $m_2$ ) конечного шарика, если его радиус в два раза меньше, чем начального:

$$V_2 = \frac{4}{3} \pi \left( \frac{R}{2} \right)^3 = \frac{1}{6} \pi R^3,$$

$$m_2 = V_2 \rho = \frac{1}{6} \pi R^3 \rho, \text{ г.}$$

Зная массу начального и конечного шарика, можно найти их разность:

$$\Delta m = m_1 - m_2 = \frac{4}{3} \pi R^3 \rho - \frac{1}{6} \pi R^3 \rho = \frac{7}{6} \pi R^3 \rho. \quad (***)$$

Эта разность соответствует массе цинка, прореагировавшего с кислотой:

$$\Delta m = m(\text{Zn}),$$

поэтому приравняем правые части уравнений (\*) и (\*\*\*) и выразим произведение введенных нами параметров (для удобства вместе с числом  $\pi$ ) через известные величины:

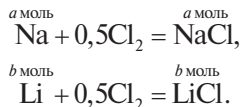
$$\frac{7}{6}\pi R^3 x = 8,749 \Rightarrow \pi R^3 \rho = \frac{8,749 \cdot 6}{7}.$$

Для вычисления массы начального шарика цинка остается подставить это выражение в уравнение (\*\*):

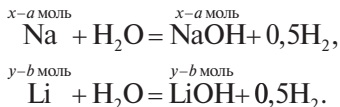
$$m_1 = \frac{4}{3}(\pi R^3 \rho) = \frac{4}{3} \cdot \frac{8,749 \cdot 6}{7} = 9,999 \approx 10 \text{ г.}$$

Ответ:  $m$  (шарик) = 10 г.

38. Эта задача с неполным условием, так как неизвестно, какая часть смеси щелочных металлов прореагировала с хлором, а какая прореагировала с водой. Хлор был взят в недостатке, так как при растворении оставшейся части металлов выделялся газ (водород). Примем, что  $x$  — количество вещества натрия,  $y$  — количество вещества лития. Пусть с хлором прореагировало  $a$  моль ( $a < x$ ) натрия и  $b$  моль лития ( $b < y$ ), тогда:



Остальная часть смеси металлов растворена в воде. Причем количество натрия равно  $(x-a)$  моль, а лития —  $(y-b)$  моль.



По условию задачи выделилось 0,56 л водорода, т.е. 0,025 моль. Тогда по уравнению реакции растворения в воде сумма оставшихся молей натрия и лития в два раза больше, чем количество выделившегося водорода, т.е.

$$x - a + y - b = 0,05. \quad (*)$$

Напишем теперь условие равенства мольных концентраций:

$$c_{\text{Na}^+} + c_{\text{Cl}^-} = c_{\text{Li}^+} + c_{\text{OH}^-}.$$

Учитывая, что мольные концентрации равны количеству молей соответствующего компонента на объем раствора, имеем:

$$x + [a + b] = y + [(x - a) + (y - b)] \Rightarrow y = a + b.$$

количество  
хлор-ионов  
при взаимо-  
действии  
с хлором

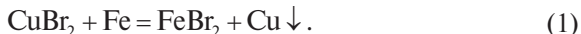
количество  
образовав-  
шихся ОН-  
ионов при  
растворении  
натрия

количество  
образовав-  
шихся ОН-  
ионов при  
растворении  
лития

Подставим у в (\*) и получим, что  $x = 0,05$  моль. Тогда масса натрия равна  $23 \cdot 0,05 = 1,15$  г.

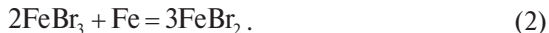
Ответ:  $m(\text{Na}) = 1,15$  г.

39. Прежде чем составить реакции, описывающие условия задачи, проанализируем ее текст и определим неизвестный металл. При добавлении железных стружек в раствор, содержащий бромид меди (II), происходит реакция:



Выпавшее индивидуальное вещество — это медь, а при этом образовался бромид железа (II). Если бы в состав второго бромида входил другой металл (который может быть вытеснен железом), то выпадал бы осадок смеси металлов, что противоречит условию задачи.

Если бы в состав второго бромида входил металл, который не может быть вытеснен железом, то в конечном растворе было бы два различных бромида, что тоже противоречит условию задачи. Единственный вариант второго бромида — бромид железа (III), т. е.  $\text{FeBr}_3$ :



Как видно из уравнения реакции (2), образуется тот же бромид железа (II).

Теперь решим предложенный пример. Стоит отметить, что эта задача с неполным условием, поскольку неизвестно, какое количество бромидов содержалось в исходном растворе и какая масса железных стружек была добавлена в раствор. Подобные задачи с неполным условием обычно решают путем введения нескольких переменных. В качестве таких переменных возьмем  $x$  (моль) — количество вещества бромида меди (II),  $2y$  (моль) — количество вещества бромида железа (III). Параметры  $x$  и  $2y$  взяты, согласно стехиометрическим коэффициентам реакций (1) и (2). Кроме того, введем параметр, который поможет решить задачу:  $a$  (г) — масса начального раствора.

Таким образом, необходимо найти значения следующих выражений:

$$\omega(\text{FeBr}_3) = \frac{M(\text{FeBr}_3) \nu(\text{FeBr}_3)}{m_{\text{H}}(\text{раствора})} = \frac{296 \cdot 2 \cdot y}{a} = \frac{592}{a} y$$

и

$$\omega(\text{CuBr}_2) = \frac{M(\text{CuBr}_2) \nu(\text{CuBr}_2)}{m_{\text{H}}(\text{раствора})} = \frac{223,5 \cdot x}{a}.$$

Начнем решение с условия о массовых долях солей. Если они равны:

$$\omega(\text{FeBr}_3) = \omega(\text{CuBr}_2),$$

то равны и массы этих солей в начальном растворе:

$$\frac{m(\text{FeBr}_3)}{m_{\text{H}}(\text{раствора})} = \frac{m(\text{CuBr}_2)}{m_{\text{H}}(\text{раствора})}.$$



Представим массу каждого компонента в виде произведения их молярной массы и количества вещества:

$$\frac{M(\text{FeBr}_3) \cdot \nu(\text{FeBr}_3)}{m_{\text{н}}(\text{раствора})} = \frac{M(\text{CuBr}_2) \cdot \nu(\text{FeBr}_3)}{m_{\text{н}}(\text{раствора})}.$$

Теперь подставим все известные величины и введенные нами параметры в последнее уравнение:

$$\begin{aligned} \frac{(56 + 3 \cdot 80) \cdot 2y}{a} &= \frac{(63,5 + 2 \cdot 80) \cdot x}{a}, \\ \frac{592y}{a} &= \frac{223,5x}{a} \Rightarrow 592y = 223,5x. \end{aligned} \quad (*)$$

Запишем второе условие задачи:

$$\omega(\text{FeBr}_2) = 0,102.$$

Выразим массовую долю бромида железа (II) через его массу и массу конечного раствора:

$$\omega(\text{FeBr}_2) = \frac{m(\text{FeBr}_2)}{m_{\text{к}}(\text{раствора})} = 0,102. \quad (**)$$

Массу бромида железа (II) можно легко определить, зная его количество. Согласно реакции (1), на образование  $x$  моль  $\text{FeBr}_2$  расходуется  $x$  моль железных стружек, тогда как по реакции (2) на образование  $3y$  моль  $\text{FeBr}_2$  расходуется  $y$  моль железных стружек. Поэтому

$$m(\text{FeBr}_2) = M(\text{FeBr}_2) \cdot \nu(\text{FeBr}_2) = (56 + 2 \cdot 80) \cdot (x + 3y) = 216(x + 3y).$$

Массу конечного раствора можно найти, зная массу начального раствора, массу добавленных стружек и массу выпавшего осадка (меди):

$$m_{\text{к}}(\text{раствора}) = m_{\text{н}}(\text{раствора}) + m(\text{Fe}) - m(\text{Cu}).$$

По уравнениям реакций (1) и (2) добавлено  $(x+y)$  моль Fe и выпало  $y$  моль Cu, тогда:

$$m_{\text{к}}(\text{раствора}) = m_{\text{н}}(\text{раствора}) + M(\text{Fe}) \cdot \nu(\text{Fe}) - M(\text{Cu}) \cdot \nu(\text{Cu}).$$

Подставим все необходимые данные в последнее уравнение:

$$m_{\text{к}}(\text{раствора}) = a + 56(x + y) - 63,5y = a + 56x - 7,5y.$$

Подставим найденные нами выражения в уравнение (\*\*):

$$\omega(\text{FeBr}_2) = \frac{216(x + 3y)}{a + 56x - 7,5y} = 0,102. \quad (***)$$

Соберем уравнения (\*) и (\*\*\*) в систему:

$$\begin{cases} 592y = 223,5x, \\ \frac{216(x + 3y)}{a + 56x - 7,5y} = 0,102. \end{cases}$$

Решим систему двух уравнений. Для этого из первого уравнения определим значение  $x$  и подставим его во второе (предварительно преобразованное) уравнение системы:

$$592y = 223,5x \Rightarrow x = \frac{592}{223,5}y, \quad (****)$$

$$\frac{216(x + 3y)}{a + 56x - 7,5y} = 0,102 \Rightarrow \frac{(x + 3y)}{a + 56x - 7,5y} = \frac{0,102}{216} \Rightarrow$$

$$\left(1 - \frac{0,102}{216} \cdot 56\right) \cdot x + \left(3 + \frac{0,102}{216} \cdot 7,5\right) y = \frac{0,102}{216} \cdot a.$$

Учитывая уравнение (\*), имеем:

$$\left(1 - \frac{0,102}{216} \cdot 56\right) \cdot \frac{592}{223,5} y + \left(3 + \frac{0,102}{216} \cdot 7,5\right) y = \frac{0,102}{216} \cdot a.$$

Выразим из этого уравнения параметр  $a$ :

$$a = \frac{\left[\left(1 - \frac{0,102}{216} \cdot 56\right) \cdot \frac{592}{223,5} + \left(3 + \frac{0,102}{216} \cdot 7,5\right)\right] y}{\frac{0,102}{216}}.$$

Проводя вычисления последнего выражения, получаем:

$$a = \frac{\left[\left(1 - \frac{0,102}{216} \cdot 56\right) \cdot \frac{592}{223,5} + \left(3 + \frac{0,102}{216} \cdot 7,5\right)\right] y}{\frac{0,102}{216}} \approx 11821,269 y.$$

После нахождения зависимости  $a = f(y)$  подставим ее в выражение для нахождения требуемой массовой доли бромида железа (III):

$$\omega(\text{FeBr}_3) = \frac{592}{a} y = \frac{592 y}{11821,269 y} = 0,0500 (5 \%).$$

Проверим правильность вычислений и найдем также массовую долю бромида меди (II), которая должна быть равна массовой доле бромида железа (III), при этом учтем уравнение (\*\*\*\*):

$$\omega(\text{CuBr}_2) = \frac{223,5 \cdot x}{a} = \frac{223,5 \cdot \frac{592}{223,5} y}{a} = \frac{592 y}{11821,269 y} = 0,0500, \text{ верно.}$$

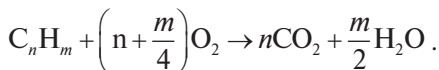
Ответ:  $\omega(\text{FeBr}_3) = \omega(\text{CuBr}_2) = 5,00 \%$ .

40. Запишем формулы исходных веществ. Химическая формула пропadiens —  $C_3H_4$ , пропилен —  $C_3H_6$ , пентadiens —  $C_5H_8$  и, наконец, 1-винилциклопентен —  $C_7H_{10}$ . Пусть в качестве параметров будут выступать следующие величины:

$$\nu(C_3H_4) = a, \nu(C_3H_6) = b, \nu(C_5H_8) = c, \nu(C_7H_{10}) = d \text{ моль.}$$

При полном каталитическом гидрировании перечисленных веществ получаются алканы: для пропadiens и пропилен — пропан,  $C_3H_8$ , для пентadiens — пентан,  $C_5H_{12}$  и для 1-винилциклопентен — гептан  $C_7H_{16}$ . Легко показать, что при этом на восстановление тратится  $2a + b + 2c + 3d$  моль водорода.

Горение любых углеводов можно выразить реакцией:



Из реакции видно, что количество углекислого газа определяется количеством атомов углерода, содержащегося в углеводороде:

$$\nu(C_nH_m) = n \cdot \nu(CO_2).$$

Согласно этому, количество углекислого газа равно

$$3a + 3b + 5c + 7d \text{ моль.}$$

Так как объемы газов пропорциональны количеству моль (при одинаковых условиях), то можем получить

$$2V(H_2) = V(CO_2) \Rightarrow 2\nu(H_2) = \nu(CO_2).$$

Подставим в последнее уравнение выведенные выражения:

$$2(2a + b + 2c + 3d) = 3a + 3b + 5c + 7d \Rightarrow a - b - c - k = 0.$$

Выразим из этого уравнения количество пропадиена:

$$a - b - c - k = 0 \Rightarrow a = b + c + d. \quad (*)$$

Объемную долю пропадиена найдем по формуле, не забывая, что количество газов пропорционально объему:

$$\varphi(\text{пропадиена}) = \frac{V(\text{пропадиена})}{V(\text{смеси})} = \frac{n(\text{пропадиена})}{n(\text{смеси})} = \frac{a}{a + b + c + d}.$$

Принимая во внимание (\*), получим, что

$$\varphi(\text{пропадиена}) = \frac{a}{a + (b + c + d)} = \frac{a}{a + a} = 0,5 (50 \%).$$

Ответ:  $\varphi(\text{пропадиена}) = 50 \%$ .

41. Нам требуется найти выражение, связывающее количество третичных атомов углерода с параметрами  $a$ ,  $b$  и  $d$ . Пусть есть алкан с химической формулой  $C_nH_{2n+2}$ . Количество первичных атомов углерода обозначим за  $a$ , вторичных — за  $b$ , третичных за  $c$  и четвертичных за  $d$ . Тогда количество атомов водорода у первичного атома углерода составляет  $3a$ , у вторичного —  $2b$ , у третичного —  $c$ .

Составим систему, первое уравнение которой показывает общее количество атомов углерода в алкане, а второе — общее количество атомов водорода:

$$\begin{cases} n = a + b + c + d, \\ 2n + 2 = 3a + 2b + c. \end{cases}$$

Подставим первое уравнение во второе:

$$2(a + b + c + d) + 2 = 3a + 2b + c \Rightarrow c = a - 2d - 2.$$

Ответ: число третичных атомов равно  $a - 2d - 2$ , где  $a$  — количество первичных атомов углерода, а  $d$  — четвертичных.

42. Запишем уравнения реакций, которые проходят в процессе замещения одного металла другим:



Обозначим за  $M$  молярную массу металла, тогда по первой реакции растворение  $x$  моль неизвестного металла приводит к выделению  $x$  моль серебра, а по второй — на  $x$  моль неизвестного металла выделяется  $x$  моль меди.

Изменение первой пластинки составляет

$$\Delta m_1 = m(Cu) - m(M) = 63,5x - Mx = x(63,5 - M),$$

тогда как изменение второй равно

$$\Delta m_2 = m(Ag) - m(M) = 2x \cdot 108 - xM = x(216 - M).$$

Изменение первой пластинки составляет 0,8 % от массы начальной пластинки, т. е.

$$\frac{\Delta m_1}{M} = \frac{x(63,5 - M)}{M} = 0,008, \quad (*)$$

а второй — 16 %, т. е.

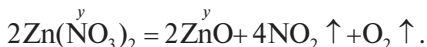
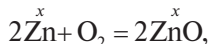
$$\frac{\Delta m_2}{M} = \frac{x(216 - M)}{M} = 0,16. \quad (**)$$

Разделим уравнение (\*\*) на уравнение (\*) и получим:

$$\frac{63,5 - M}{216 - M} = \frac{0,008}{0,16} \Rightarrow M \approx 56 - Fe.$$

Ответ: железо.

43. Напишем уравнения реакций, происходящих при прокатке смеси цинка и нитрата:



Пусть  $x$  — количество вещества цинка и  $y$  — количество вещества нитрата. Тогда масса продуктов до прокатки равна

$$\begin{aligned} m_{\text{до}} &= m(\text{Zn}) + m(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = \\ &= M(\text{Zn}) \cdot \nu(\text{Zn}) + M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) \cdot \nu(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 65x + 189y. \end{aligned}$$

Аналогично рассчитываем массу продуктов после прокатки:

$$m_{\text{после}} = m(\text{ZnO}) = M(\text{ZnO}) \cdot \nu(\text{ZnO}) = 81(x + y).$$

По условию задачи масса твердого остатка не изменилась в процессе прокатки, значит

$$m_{\text{до}} = m_{\text{после}} \Rightarrow 65x + 189y = 81x + 81y \Rightarrow x = 6,75y.$$

Определим массу цинка в начальной смеси:

$$\omega(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{m(\text{смеси})} = \frac{65x}{65x + 189y} = \frac{65 \cdot 6,75y}{65 \cdot 6,75y + 189y} = 0,699 \text{ (69,9\%)}. \quad \omega(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 1 - \omega(\text{Zn}) = 1 - 0,699 = 0,301 \text{ (30,1\%)}. \quad \text{Ответ: } \omega(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 30,1\%, \quad \omega(\text{Zn}) = 69,9\%.$$

44. Пусть имеется спирт с формулой  $C_nH_{2n+1}CH_2OH$ . Окисление этого спирта приводит к образованию альдегида с формулой  $C_nH_{2n+1}CHO$  и кислоты  $C_nH_{2n+1}COOH$ . Полагая, что количество атомов углерода в спирте, не изменяющих степень окисления, равно  $n$ , рассчитаем молярные массы спирта, альдегида и кислоты:

$$\begin{aligned}M(\text{спирт}) &= 12n + 2n + 1 + 12 + 2 + 16 + 1 = 14n + 32, \\M(\text{альдегид}) &= 12n + 2n + 1 + 12 + 16 + 1 = 14n + 30, \\M(\text{кислота}) &= 12n + 2n + 1 + 12 + 16 + 16 + 1 = 14n + 46.\end{aligned}$$

Составим уравнение, удовлетворяющее первому условию задачи, полагая, что количество спирта —  $x$ , альдегида —  $3x$ , кислоты —  $x$  моль (по условию):

$$\begin{aligned}m(\text{спирт}) + m(\text{альдегид}) + m(\text{кислота}) &= 77,0, \\M(\text{спирт})m(\text{спирт}) + M(\text{альдегид})m(\text{альдегид}) + \\+ M(\text{кислота})m(\text{кислота}) &= 77,0, \\(14n + 32)x + (14n + 30) \cdot 3 \cdot x + (14n + 46) \cdot x &= 77,0.\end{aligned}\quad (*)$$

При добавлении гидрокарбоната выделяется газ — это  $CO_2$ . А с гидрокарбонатом реагирует только кислота:



Из  $x$  моль кислоты выделяется  $x$  моль газа, следовательно,

$$x = v(\text{кислота}) = v(\text{газа}) = \frac{V}{V_M} = \frac{5,6}{22,4} = 0,25 \text{ моль}.$$

Подставляя найденное значение  $x$  в уравнение (\*), находим, что  $n = 2$ . Следовательно, неизвестный спирт — пропиловый, альдегид — пропаналь, а кислота — пропановая. Найдем массовые доли спирта и альдегида в смеси, а массовую долю кислоты найдем как разность между 1 и массовыми долями спирта и альдегида:



$$\omega(\text{спирт}) = \frac{m(\text{спирт})}{m(\text{смеси})} = \frac{M(\text{спирт})\nu(\text{спирт})}{m(\text{смеси})} =$$

$$= \frac{(14 \cdot 2 + 32)0,25}{77,0} = 0,1948 (19,48 \%);$$

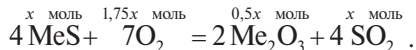
$$\omega(\text{альдегид}) = \frac{m(\text{альдегид})}{m(\text{смеси})} = \frac{M(\text{альдегид})\nu(\text{альдегид})}{m(\text{смеси})} =$$

$$= \frac{(14 \cdot 2 + 30) \cdot 3 \cdot 0,25}{77,0} = 0,5649 (56,49 \%);$$

$$\omega(\text{кислота}) = 1 - \omega(\text{спирт}) - \omega(\text{альдегид}) = 0,2403 (24,03 \%).$$

Ответ:  $\omega$  (пропилового спирта) = 19,48 %,  $\omega$  (пропаналя) = 56,49 %,  $\omega$  (пропановой кислоты) = 24,03 %.

45. Имеем неизвестный сульфид  $\text{MeS}$ , пусть молярная масса неизвестного металла равна  $M$  г/моль, а количество сульфида —  $x$  моль. Запишем уравнение реакции окисления сульфида, при этом учтем, что при окислении элемент, обладающий несколькими степенями окисления, как правило, переходит в высшую степень окисления, а сульфид-ион окисляется до оксида серы (IV):



Изначально замкнутый реактор содержал 0,45 моль кислорода, а после окисления в газовой атмосфере содержится  $0,45 - 1,75x + x = 0,45 - 0,75x$  моль газов.

Давление в реакторе пропорционально количеству вещества. Уменьшение давления связано с уменьшением количества газов при окислении:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{\sum \nu_{\text{до}}}{\sum \nu_{\text{после}}} = \frac{\nu_1(\text{O}_2)}{\nu_2(\text{O}_2) + \nu(\text{SO}_2)} = \frac{0,45}{0,45 - 0,75x} = 1,5 \Rightarrow x = 0,2 \text{ моль}.$$

Найдем неизвестный металл по известной массе сульфида:

$$\nu(\text{MeS}) = \frac{m(\text{MeS})}{M(\text{MeS})} = \frac{16,8}{M + 32} = 0,2 \Rightarrow M = 52.$$

Такой молярной массой обладает хром. Таким образом, при окислении образовались оксиды  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и  $\text{SO}_2$ .

Ответ: оксид хрома (III) и оксид серы (IV).

46. Решение такого типа задач является достаточно трудным. Для того чтобы прийти к нужному результату, необходимо ввести новую переменную, не оговоренную в задаче.

Переменными в данной задаче будет не только количество веществ, но и масса веществ.

Проанализируем первое предложение задачи. В тексте не указывается, какая масса раствора азотной кислоты была взята, а также какая масса соли содержалась в растворе. Имея в распоряжении только концентрацию раствора, введем новые переменные:  $x = m$  (соли),  $y = m$  (воды), тогда, учитывая, что масса раствора равна массе растворенного вещества и массе воды, получаем:

$$\omega = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{HNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{x}{x + y} = 0,53.$$

Все дальнейшие вычисления будем приводить к тому, чтобы переменные выражались через  $x$ :

$$x = 0,53x + 0,53y \Rightarrow y = \frac{0,53}{1 - 0,53} x = 0,887x. \quad (*)$$

Выражение (\*) не указывает точную массу воды и кислоты в растворе, но показывает их соотношение.

В кислоте растворили серебро. Напишем уравнение реакции процесса:



Введем параметр  $n$ , который указывает, какое количество серебра было растворено в растворе. Пусть в растворе растворили  $n$  моль серебра, тогда азотной кислоты израсходовалось в два раза больше, при этом образовалось  $n$  моль нитрата серебра и выделилось  $n$  моль оксида азота (IV).

Рассчитаем массу азотной кислоты, оставшуюся в растворе после реакции:

$$m' = m(\text{HNO}_3) - m'(\text{HNO}_3) = x - 2 \cdot 63 \cdot n.$$

Рассчитаем массу образовавшегося раствора, при этом учтем массу добавленного серебра и массу выделившегося газа:

$$\begin{aligned} m'(\text{р-ра}) &= m(\text{HNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{Ag}) - m(\text{NO}_2) = \\ &= x + y + 108n - 46n = x + y + 62n. \end{aligned}$$

Теперь рассчитываем массовую долю кислоты после растворения серебра

$$\omega' = \frac{m'}{m'(\text{р-ра})} = \frac{x - 126n}{x + y + 62n} = 0,46. \quad (**)$$

Зная, что  $y = 0,877x$ , выразим  $n$  через  $x$ :

$$\begin{aligned} x - 126n &= 0,46x + 0,46y + 62 \cdot 0,46n, \\ x - 126n &= 0,46x + 0,46 \cdot 0,887x + 62 \cdot 0,46n, \\ n &= 8,54 \cdot 10^{-4} x. \end{aligned}$$

Теперь проведем вычисления для меди, введя параметр  $m$  (количество вещества меди, вступившей в реакцию):



Масса кислоты после растворения меди:

$$\begin{aligned} m'' &= m(\text{HNO}_3) - m'(\text{HNO}_3) - m''(\text{HNO}_3) = \\ &= x - 2 \cdot 63 \cdot n - 4 \cdot 63 \cdot m = x - 126n - 252m. \end{aligned}$$

Масса полученного раствора:

$$\begin{aligned} m''(\text{p-ра}) &= m'(\text{p-ра}) + m(\text{Cu}) - m(\text{NO}_2) = \\ &= x + y + 62n + 64m - 2 \cdot 46m = x + y + 62n - 28m. \end{aligned}$$

Массовая доля кислоты в конечном растворе равна

$$\omega'' = \frac{m''}{m''(\text{p-ра})} = \frac{x - 126n - 252m}{x + y + 62n - 28m} = 0,39. \quad (***)$$

Выразим  $m$  через  $x$ , заменяя  $n$  на  $x$  и  $y$  на  $x$ :

$$x - 126n - 252m = 0,39x + 0,39y + 62n - 28m,$$

$$x - 126 \cdot 8,54 \cdot 10^{-4} x - 252m = 0,39x + 0,39 \cdot 0,887x + 62 \cdot 8,54 \cdot 10^{-4} x - 28m,$$

$$m = 5,63 \cdot 10^{-4} x.$$

После того как все переменные выразили через  $x$ , рассчитаем массовые доли солей в конечном растворе.

Масса нитрата серебра, образовавшегося после растворения серебра в азотной кислоте, равна

$$m(\text{AgNO}_3) = M(\text{AgNO}_3) \nu(\text{AgNO}_3) = 170n.$$

Масса нитрата меди равна

$$m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) \nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 187,5m.$$

Рассчитываем массовую долю солей в конечном растворе, выражая все неизвестные через  $x$  и сокращая  $x$ :

$$\omega(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{m''(\text{р-ра})} = \frac{170n}{x + y + 62n - 28m} = 0,07545 (7,55\%),$$

$$\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2)}{m''(\text{р-ра})} = \frac{187,5m}{x + y + 62n - 28m} = 0,0538 (5,38\%).$$

Точные значения массовых долей солей равны 7,46 % и 5,37 %. Как видно из расчетов, промежуточные вычисления вносят несущественную ошибку в результаты ответа.

Ответ:  $\omega(\text{AgNO}_3) = 7,55\%$ ,  $\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 5,38\%$ .

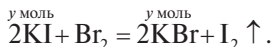
47. В задаче необходимо найти массовые доли солей в исходной смеси, но общая масса смеси неизвестна. Поэтому при решении введем следующие переменные:  $x$  — количество вещества  $\text{KBr}$ ,  $y$  — количество вещества  $\text{KI}$ . Кроме того, введем параметр  $a$  — масса смеси. Тогда необходимо найти, чему равны выражения

$$\omega(\text{KI}) = \frac{166y}{a}, \quad \omega(\text{KBr}) = \frac{119x}{a}.$$

Составим первое уравнение.

$$\begin{aligned} m(\text{KBr}) + m(\text{KI}) &= m_{\text{смеси}}, \\ M(\text{KBr})\nu(\text{KBr}) + M(\text{KI})\nu(\text{KI}) &= m_{\text{смеси}}, \\ 119x + 166y &= a. \end{aligned} \quad (*)$$

После того как через раствор пропустили бром, прошла химическая реакция



Так как количество образовавшегося бромида калия равно количеству иодида калия, то составим уравнение, введя новый параметр  $b$ , означающий уменьшение массы смеси:

$$\begin{aligned} m(\text{KBr}) + m(\text{KBr})_{\text{после реакц}} &= a - b, \\ M(\text{KBr})\nu(\text{KBr}) + M(\text{KBr})_{\text{после реакц}} \nu(\text{KBr})_{\text{после реакц}} &= a - b, \\ 119x + 119y &= a - b. \end{aligned} \quad (**)$$

Аналогично записывая реакции, происходящие при пропускании хлора (составьте сами), получим третье уравнение:

$$\begin{aligned} m(\text{KCl}) + m(\text{KCl}) &= a - 2b, \\ M(\text{KCl})\nu(\text{KCl}) + M(\text{KCl})\nu(\text{KCl}) &= a - 2b, \\ 74,5x + 74,5y &= a - 2b. \end{aligned} \quad (***)$$

Имеем систему трех уравнений:

$$\begin{cases} 119x + 166y = a, & (1) \\ 119x + 119y = a - b, & (2) \\ 74,5x + 74,5y = a - 2b. & (3) \end{cases}$$

Система содержит три уравнения и четыре неизвестные. Это значит, что три неизвестные можно выразить через четвертую.

Разделим (2) и (3) уравнения на 119 и 74,5 соответственно. Получим

$$\begin{cases} x + y = \frac{a - b}{119} \\ x + y = \frac{a - 2b}{74,5} \end{cases}$$

Откуда  $\frac{a - b}{119} = \frac{a - 2b}{74,5} \Rightarrow a = \frac{163,5}{44,5} b$ .

Теперь вычтем из первого уравнения второе:

$$47y = b \Rightarrow y = \frac{b}{47}.$$

Подставим  $y$  и  $a$  в первое уравнение системы:

$$119x + \frac{b}{47}166 = \frac{163,5}{44,5}b \Rightarrow x = b \frac{\left(\frac{163,5}{44,5} - \frac{166}{47}\right)}{119} \approx 1,195 \cdot 10^{-3} b.$$

Теперь находим массовые доли бромидов и иодида калия в начальной смеси:

$$\omega(\text{KI}) = \frac{166y}{a} = \frac{166 \frac{b}{47}}{\frac{163,5}{44,5}b} = 0,9613, \quad \omega(\text{KBr}) = \frac{119x}{a} = 119 \frac{0,001195b}{\frac{163,5}{44,5}b} = 0,0387.$$

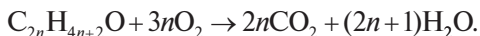
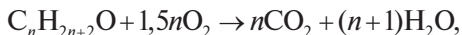
Сумма массовых долей в исходной смеси должна быть равна единице, проверим это условие:

$$\omega(\text{KI}) + \omega(\text{KBr}) = 0,9613 + 0,0387 = 1.$$

Так как проверка верна, система решена правильно.

Ответ:  $\omega(\text{KI}) = 96,13\%$ ,  $\omega(\text{KBr}) = 3,87\%$ .

48. Напишем в условном виде уравнения реакций полного окисления одноатомного спирта и его симметричного эфира, учтя, что одноатомный спирт можно записать как  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ , что равносильно  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ , и симметричный эфир как  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{O}-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ , что равносильно  $\text{C}_{2n}\text{H}_{4n+2}\text{O}$ :



где  $n$  — количество атомов углерода в простом спирте. Составим систему уравнения, описывающую начальные и конечные условия. Начальные условия — масса исходной смеси. Так как масса спирта и эфира отдельно не известна, то необходимо вводить новые переменные: пусть  $x$  (моль) — количество спирта,  $y$  — количество эфира. Конечное условие указывает на то, что в ходе реакции образовалось 12 г воды. Для составления второго уравнения необходимо учитывать коэффициенты при воде в уравнениях реакций. Имеем

$$\begin{cases} m(\text{спирта}) + m(\text{эфира}) = 10, \\ m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 12. \end{cases}$$

$$\begin{cases} \nu(\text{спирта})M(\text{спирта}) + \nu(\text{эфира})M(\text{эфира}) = 10, \\ \nu(\text{H}_2\text{O})_c M(\text{H}_2\text{O}) + \nu(\text{H}_2\text{O})_3 M(\text{H}_2\text{O}) = 12. \end{cases}$$

$$\begin{cases} x(12n + 2n + 2 + 16) + y(2 \cdot 12n + 4n + 2 + 16) = 10, \\ x(n + 1) \cdot 18 + y(2n + 1) \cdot 18 = 12. \end{cases}$$

$$\begin{cases} x(14n + 18) + y(28n + 18) = 10, \\ x(n + 1) \cdot 18 + y(2n + 1) \cdot 18 = 12. \end{cases} \quad (*)$$

Система имеет два уравнения и три переменные, это значит, что две неизвестные можно выразить через третью. На первый взгляд может показаться, что систему достаточно легко решить, однако это может доставить определенные трудности (попробуйте сами). Данная задача в разделе алгебры является параметрической. Решение такой задачи лежит через условие того, что необходимо найти такое положительное целое  $n$ , при котором  $x$  и  $y$  больше нуля.

Используем синтетический метод. Допустим, что в начальной смеси нет эфира ( $y = 0$ ), тогда система будет содержать два уравнения и два неизвестных:

$$\begin{cases} x(14n + 18) = 10, \\ x(n + 1) \cdot 18 = 12. \end{cases}$$

Разделим первое уравнение на второе и найдем  $n$ :



$$\frac{14n+18}{18(n+1)} = \frac{10}{12} \Rightarrow 14n+18=15n+15 \Rightarrow n=3.$$

Теперь, допустим, что в системе нет спирта ( $x = 0$  моль), тогда

$$\frac{28n+18}{(2n+1) \cdot 18} = \frac{10}{12} \Rightarrow 28n+18=15(2n+1) \Rightarrow n=1,5.$$

Естественно, что эфир, в котором содержится 1,5 атомов углерода, не существует, но найденные значения необходимы для того, чтобы установить количественный состав смеси. Если чистый спирт содержит в своем составе 3 атома углерода, а чистый эфир — 1,5 атомов, то получается, что смесь содержит спирт, в котором атомов углерода равно 2, т. е. это этиловый спирт, соответственно эфир — диэтиловый. Тот же результат может быть получен прямым решением системы (\*).

Решение системы дает следующие результаты:

$$x = \frac{2n-3}{6n},$$

$$y = -\frac{n-3}{6n}.$$

По физическому смыслу количество вещества не может быть отрицательной величиной и не может быть равно нулю, т. е.:

$$\begin{cases} x = \frac{2n-3}{6n} > 0, \\ y = -\frac{n-3}{6n} > 0. \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} 2n-3 > 0, \\ 3-n > 0. \end{cases} \Rightarrow 1,5 < n < 3.$$

Т. е.  $n = 2$ .

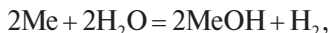
Теперь, подставляя  $n = 2$  в систему (\*) и решая ее, получаем, что масса спирта равна 3,833 г, диэтилового эфира — 6,167 г.

Ответ:  $m$  (этиловый спирт) = 3,833 г,  $m$  (диэтиловый эфир) = 6,167 г.

49. Эта задача решается так же, как и предыдущая. Единственное отличие состоит в том, что величина  $n$  принимает два целочисленных решения:  $n = 5$  и  $n = 6$ . Соответственно задача будет иметь два решения.

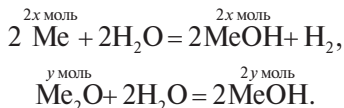
Ответ:  $\varphi(\text{C}_5\text{H}_{12}) = 33,3\%$  или  $\varphi(\text{C}_6\text{H}_{14}) = 83,3\%$ .

50. Напишем уравнения, оговоренные в задаче:



*1 способ*

Примем, что молярная масса  $\text{Me}$  равна  $M$  г/моль, и количество вещества  $\text{Me}$  —  $2x$  моль, а  $\text{Me}_2\text{O}$  —  $y$  моль, тогда:



Составим систему уравнений, соответствующую первому и второму условию задачи:

$$\begin{cases} m(\text{Me}) + m(\text{Me}_2\text{O}) = 1,4, \\ m(\text{MeOH}) = 1,79. \end{cases}$$

$$\begin{cases} M(\text{Me}) \cdot \nu(\text{Me}) + M(\text{Me}_2\text{O}) \cdot \nu(\text{Me}_2\text{O}) = 1,4, \\ M(\text{MeOH}) \cdot \nu(\text{MeOH}) = 1,79. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 2Mx + (2M + 16)y = 1,4, \\ 2(M + 17)x + 2(M + 17)y = 1,79. \end{cases} \quad (*)$$

Система имеет три неизвестные и два уравнения. Поэтому выразим  $x$  и  $y$  через  $M$ . Из первого уравнения системы имеем:

$$2Mx + (2M + 16)y = 1,4 \Rightarrow Mx = 0,7 - y(M + 8) \Rightarrow x = \frac{0,7 - My - 8y}{M}. \quad (**)$$

Полученное выражение подставим во второе уравнение системы (\*):

$$\begin{aligned} 2(M + 17)x + 2(M + 17)y &= 1,79 \Rightarrow 2x + 2y = \frac{1,79}{M + 17}, \\ 2 \frac{0,7 - My - 8y}{M} + 2y &= \frac{1,79}{M + 17} \Rightarrow \frac{1,4 - 2My - 16y + 2My}{M} = \frac{1,79}{M + 17} \Rightarrow \\ \Rightarrow 1,4 - 16y &= \frac{1,79M}{M + 17} \Rightarrow y = \frac{23,8 - 0,39M}{16(M + 17)}. \quad (***) \end{aligned}$$

Подставим найденное выражение в уравнение (\*\*) и выразим  $x$  через  $M$ :

$$\begin{aligned} x &= \frac{0,7 - M \frac{23,8 - 0,39M}{16(M + 17)} - 8 \frac{23,8 - 0,39M}{16(M + 17)}}{M} = \\ &= \frac{0,7 \cdot 16(M + 17) - M(23,8 - 0,39M) - 8(23,8 - 0,39M)}{16M(M + 17)} = \\ &= \frac{11,2M + 190,4 - 23,8M + 0,39M^2 - 190,4 + 3,12M}{16M(M + 17)} = \\ &= \frac{0,39M^2 - 9,48M}{16M(M + 17)} \Rightarrow x = \frac{0,39M(M - 24,3)}{16M(M + 17)}. \quad (****) \end{aligned}$$

Поскольку количество вещества ( $x$  и  $y$ ) не может быть меньше нуля, имеем:

$$\begin{cases} x > 0, \\ y > 0. \end{cases}$$

Подставим в последнюю систему уравнения (\*\*\*) и (\*\*\*\*) и учтем, что молярная масса неизвестного металла  $M$  является положительной величиной:

$$\left\{ \begin{array}{l} x > 0, \\ y > 0, \\ M > 0. \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{0,39M(M-24,3)}{16M(M+17)} > 0, \\ \frac{23,8-0,39M}{16(M+17)} > 0, \\ M > 0. \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} M \in (-17; 0) \cup (24,3; +\infty), \\ M \in (-17; 61), \\ M > 0. \end{array} \right.$$

Общее решение системы неравенств является  $24,3 < M < 61,0$ . Этому условию удовлетворяет только калий ( $Me = K$ ,  $M = 39$ ). Подставим найденное  $M$  в уравнения (\*\*\*) и (\*\*\*\*):

$$x = \frac{0,39M(M-24,31)}{16M(M+17)} = \frac{0,39 \cdot 39(39-24,3)}{16 \cdot 39 \cdot (39+17)} \approx 0,0064 \text{ моль.}$$

$$y = \frac{23,8-0,39M}{16(M+17)} = \frac{23,8-0,39 \cdot 39}{16(39+17)} \approx 0,0096 \text{ моль.}$$

Проверим верность решения. По условию задачи масса смеси равна 1,4 г, т.е.:

$$m(K) + m(K_2O) = 1,4 \Rightarrow \nu(K) \cdot M(K) + \nu(K_2O) \cdot M(K_2O) = 1,4,$$

$$2x \cdot 39 + y \cdot (2 \cdot 39 + 16) = 1,4,$$

$$78 \cdot 0,0064 + 94 \cdot 0,0096 = 1,4,$$

$$1,4016 \approx 1,4, \text{ верно.}$$

Определим массовую долю калия в смеси с оксидом калия:

$$\begin{aligned} \omega(K) &= \frac{m(K)}{m(K) + m(K_2O)} = \frac{\nu(K) \cdot M(K)}{m(K) + m(K_2O)} = \frac{2x \cdot 39}{1,4} = \\ &= \frac{2 \cdot 0,0064 \cdot 39}{1,4} = 0,357 \text{ (35,7 \%)}. \end{aligned}$$

2 способ

Данную задачу можно решить по-другому, если в качестве неизвестных взять массу металла ( $x$ , г) и его молярную массу ( $M$  г/моль). Запишем первое условие задачи, выразив массу оксида металла через массу металла ( $x$ , г) и массу их смеси (1,4 г):

$$m(\text{Me}) + m(\text{Me}_2\text{O}) = 1,4 \Rightarrow m(\text{Me}_2\text{O}) = 1,4 - x.$$

Определим количество вещества металла и его оксида:

$$\nu(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})}{M(\text{Me})} = \frac{x}{M}, \quad \nu(\text{Me}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Me}_2\text{O})}{M(\text{Me}_2\text{O})} = \frac{1,4 - x}{2M + 16}.$$

Теперь рассчитаем количество вещества и массу образовавшейся щелочи по уравнениям реакций:

$$\begin{aligned} \nu(\text{MeOH}) &= \frac{x}{M} + 2 \frac{1,4 - x}{2M + 16}. \\ m(\text{MeOH}) &= M(\text{MeOH}) \cdot \nu(\text{MeOH}) = (M + 17) \cdot \left[ \frac{x}{M} + 2 \frac{1,4 - x}{2M + 16} \right]. \end{aligned}$$

По условию задачи масса щелочи равна 1,79 г, тогда:

$$m(\text{MeOH}) = (M + 17) \cdot \left[ \frac{x}{M} + 2 \frac{1,4 - x}{2M + 16} \right] = 1,79.$$

Выражая из этого уравнения  $x$ , получим:

$$x = \frac{0,39M(M - 24,3)}{8(M + 17)}. \quad (*****)$$

Определим  $M$ , полагая, что масса металла положительная величина, но не превышает 1,4 г (поскольку в смеси присутствует еще оксид):

$$0 < x < 1,4 \Rightarrow \frac{0,39M(M-24,3)}{8(M+17)} > 0 \quad \text{и} \quad \frac{0,39M(M-24,3)}{8(M+17)} < 1,4.$$

Решение этих двух неравенств приводит к  $24,3 < M < 61,0$ , т. е. неизвестный металл — К, а  $M = 39$  г/моль.

Подставим  $M = 39$  в уравнение (\*\*\*\*\*) и найдем  $x$ :

$$x = \frac{0,39 \cdot 39(39 - 24,3)}{8(39 + 17)} \approx 0,5 \text{ г.}$$

Массовая доля К в его смеси с  $K_2O$  равна:

$$\omega(K) = \frac{m(K)}{m(K) + m(K_2O)} = \frac{0,5}{1,4} = 0,357 \text{ (35,7\%)}. \quad \omega(K) = 35,7\%.$$

Ответ:  $\omega(K) = 35,7\%$ .

Отметим, что первый способ является более правильным, поскольку он позволяет вычислить требуемые величины и сделать проверку, показывающую корректность вычислений. В случае второго способа существует вероятность сделать ошибку при невнимательном выводе уравнений и неравенств. Кроме того, для второго способа часть операций сознательно опущена. Например, решение неравенства  $\frac{0,39M(M-24,3)}{8(M+17)} < 1,4$  может доставить определенные трудности, по-

скольку необходимо сначала раскрыть скобки, перенести все члены неравенства в одну часть, а потом квадратный многочлен представить вновь в виде произведения  $(ax + b)(cx + d) < 0$ . В целом объем рассуждений по первому и второму способу примерно одинаков. Эта задача интересна тем, что она является комплексной, для которой необходимо: 1) ввести требуемые параметры или искомые величины, 2) решить систему уравнений, 3) проанализировать квадратное уравнение и 4) решить неравенства.

3 способ является самым простым и состоит в рассмотрении предельных случаев.

За основу можно взять систему уравнений (\*), полученную в первом способе.

$$\begin{cases} 2Mx + (2M + 16)y = 1,4, \\ 2(M + 17)x + 2(M + 17)y = 1,79. \end{cases}$$

Пусть  $x = 0$  моль (т. е. в смеси отсутствует металл), тогда эта система приобретает вид:

$$\begin{cases} (2M + 16)y = 1,4, \\ 2(M + 17)y = 1,79. \end{cases}$$

Она содержит два уравнения и два неизвестных. Решая ее, получаем, что  $M = 24,3$  г/моль.

Теперь полагая, что  $y = 0$  (в смеси отсутствует оксид), получим:

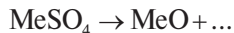
$$\begin{cases} 2Mx = 1,4, \\ 2(M + 17)x = 1,79. \end{cases}$$

Решая эту систему, получим  $M = 61$  г/моль. Поскольку при переходе от чистого металла к чистому оксиду молярная масса  $Me$  изменяется с 24,3 до 61 г/моль, то в смеси присутствует щелочно-земельный металл с промежуточной молярной массой. Единственное решение — это калий. Далее необходимо  $M = 39$  подставить в систему (\*) и решить ее, после чего определить массовую долю металла в смеси.

Несмотря на то, что 3 способ является наиболее простым, его использование следует сопроводить хорошим обоснованием.

51. Условие данной задачи является неполным. В нем требуется найти неизвестный металл. Обозначим молярную массу оксида металла  $MeO$  за  $a$  г/моль, тогда молярная масса металла будет равна  $(a - 16)$  г/моль, а молярная масса сульфата —  $(a + 80)$  г/моль. За-

пишем краткое уравнение реакции, описывающее получение оксида из сульфата:



Из уравнения видно, что

$$\nu(\text{MeSO}_4) = \nu(\text{MeO}) .$$

Это равенство соответствует

$$\frac{m(\text{MeSO}_4)}{M(\text{MeSO}_4)} = \frac{m(\text{MeO})}{M(\text{MeO})} . \quad (*)$$

По условию задачи количество исходного сульфата равно 1 моль, а масса получившегося оксида —  $x$  г. Подставим известные значения:

$$1 = \frac{x}{a} \Rightarrow x = a . \quad (**)$$

Таким образом, мы получили, что масса оксида численно равна молярной массе этого же оксида. Если бы мы условились обозначать за  $a$  молярную массу металла  $\text{Me}$ , то к такому выводу мы бы не пришли. Теперь, используя формулу (\*) и анализируя второе предложение задачи, получим:

$$\frac{x}{a + 80} = \frac{y}{a} ,$$

Произведем замену параметра  $a$  на  $x$  согласно (\*\*):

$$\frac{x}{x + 80} = \frac{y}{x} . \quad (***)$$



Последний раз используя формулу (\*) и принимая во внимание условие третьего предложения, получим:

$$\frac{y}{a+80} = \frac{20^{(**)}}{a} \Rightarrow \frac{y}{x+80} = \frac{20}{x}. \quad (****)$$

Нами выведено два уравнения, содержащие две неизвестные величины. Соберем уравнения (\*\*\*) и (\*\*\*\*) в систему и решим ее:

$$\begin{cases} \frac{x}{x+80} = \frac{y}{x}, \\ \frac{y}{x+80} = \frac{20}{x}. \end{cases}$$

Один из способов решения данной системы следующий:  
Разделим первое уравнение на второе:

$$\frac{\frac{x}{x+80}}{\frac{y}{x+80}} = \frac{\frac{y}{x}}{\frac{20}{x}} \Rightarrow \frac{x}{y} = \frac{y}{20}.$$

Выразим  $x$  через  $y$ :

$$\frac{x}{y} = \frac{y}{20} \Rightarrow x = \frac{y^2}{20}.$$

Подставим это выражение в любое уравнение системы (в данном случае во второе, так как оно проще):

$$\begin{aligned} \frac{y}{x+80} &= \frac{20}{x}, \\ \frac{y}{\frac{y^2}{20} + 80} &= \frac{20}{\frac{y^2}{20}} \Rightarrow \frac{y}{y^2 + 1600} = \frac{20}{y^2}. \end{aligned}$$

Выведем уравнение из полученного равенства:

$$y \cdot y^2 = 20 \cdot (y^2 + 1600) \Rightarrow y^3 - 20y^2 - 32000 = 0.$$

Нами получено кубическое уравнение. Решим его методом подбора. Заметим, что свободный член уравнения является числом, кратным 10, 100 и 1000. Это наводит на мысль о том, что один из корней уравнения также должен быть кратен 10.

Предположим, что  $y = 10$ , тогда  $10^3 - 20 \cdot 10^2 - 32000 = -33000 < 0$ , не подходит. Если  $y = 20$ , получим  $20^3 - 20 \cdot 20^2 - 32000 = -32000 < 0$ , не подходит. Если  $y = 30$ , то  $30^3 - 20 \cdot 30^2 - 32000 = -23000 < 0$ , не подходит. Если  $y = 40$ , то  $40^3 - 20 \cdot 40^2 - 32000 = 0$  подходит.

Для нахождения остальных корней уравнения разделим кубическое уравнение на  $(y - 40)$ . Результат деления приводит к выражению  $y^2 + 20y + 800$ .

Далее разложим кубическое уравнение на множители и получим:

$$(y - 40) \cdot (y^2 + 20y + 800) = 0.$$

Определим остальные корни кубического уравнения, приравняв второй множитель к нулю и решая его как квадратное уравнение:

$$y^2 + 20y + 800 = 0.$$

$$y_{1,2} = -10 \pm \sqrt{10^2 - 800}.$$

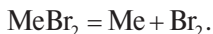
Видно, что дискриминант этого квадратного уравнения отрицателен, следовательно, оно не имеет вещественных корней. Единственное решение  $y = 40$ . Найдем теперь молярную массу неизвестного оксида металла:

$$a = x = \frac{y^2}{20} = \frac{40^2}{20} = 80.$$

Молярная масса металла равна  $(80 - 16) = 64$  г/моль — металл, обладающий близкой молярной массой, — медь. Следовательно, неизвестный сульфат — сульфат меди.

Ответ: сульфат меди.

52. Задача очень похожа на предыдущую. Однако она имеет более простое решение. Пусть молярная масса неизвестного металла Me равна  $M$  г/моль, тогда запишем реакцию электролиза расплава  $\text{MeBr}_2$ :



На катоде осаждается металл, а на аноде — выделяется молекулярный бром.

Так как из 1 моль бромида получается 1 моль металла (согласно стехиометрическим коэффициентам реакции), то

$$\begin{aligned} \nu(\text{MeBr}_2) &= \nu(\text{Me}), \\ \nu(\text{MeBr}_2) &= \frac{m(\text{Me})}{M(\text{Me})}. \end{aligned} \quad (*)$$

Подставим все известные величины в это уравнение:

$$10 = \frac{x}{M}. \quad (**)$$

Используем уравнение (\*) для второго условия задачи:

$$\nu(\text{MeBr}_2) = \frac{m(\text{Me})}{M(\text{Me})} \Rightarrow \frac{m(\text{MeBr}_2)}{M(\text{MeBr}_2)} = \frac{m(\text{Me})}{M(\text{Me})}$$

и подставим все известные данные:

$$\frac{x}{M + 80 \cdot 2} = \frac{y}{M} \Rightarrow \frac{x}{M + 160} = \frac{y}{M}.$$

Наконец, используем уравнение (\*) для третьего условия задачи:

$$\frac{m(\text{MeBr}_2)}{M(\text{MeBr}_2)} = \frac{m(\text{Me})}{M(\text{Me})} \Rightarrow \frac{y}{M + 160} = 0,4. \quad (***)$$

Соберем уравнения (\*\*), (\*\*\*) и (\*\*\*\*) в систему и решим ее.

$$\begin{cases} \frac{x}{M} = 10, \\ \frac{x}{M+160} = \frac{y}{M}, \\ \frac{y}{M+160} = 0,4. \end{cases}$$

Из первого и третьего уравнений системы выразим  $x$  и  $y$  через  $M$  и подставим найденные выражения во второе уравнение:

$$\begin{aligned} 10 &= \frac{x}{M} \Rightarrow x = 10M, \\ \frac{y}{M+160} &= 0,4 \Rightarrow y = 0,4(M+160), \\ \frac{x}{M+160} &= \frac{y}{M} \Rightarrow \frac{10M}{M+160} = \frac{0,4(M+160)}{M} \Rightarrow \frac{M^2}{(M+160)^2} = 0,04. \end{aligned}$$

Для определения  $M$  необязательно раскрывать скобки, так как стоит заметить, что в левой и правой части уравнения образовались квадраты выражений:

$$\left( \frac{M}{M+160} \right)^2 = 0,2^2.$$

Избавимся от степеней путем возведения обеих частей уравнения в степень  $1/2$ :

$$\left( \frac{M}{M+160} \right)^2 = 0,2^2 \Rightarrow \frac{M}{M+160} = 0,2 \Rightarrow M = 0,2(M+160) \Rightarrow M = 40.$$

Таким образом, неизвестный металл — кальций, а неизвестный бромид — бромид кальция.

Ответ:  $\text{CaBr}_2$ .

53. Пусть молярная масса неизвестного  $\text{Me}$  —  $M$  г/моль, а его степень окисления в нитрате —  $n$  моль. Запишем схематически реакцию окисления металла азотной кислотой:



Определим количества металла и его нитрата и приравняем их (согласно стехиометрическим коэффициентам реакции):

$$\begin{aligned} v(\text{Me}) &= \frac{m(\text{Me})}{M(\text{Me})} = \frac{10}{M}, \\ v(\text{Me}(\text{NO}_3)_n) &= \frac{m(\text{Me}(\text{NO}_3)_n)}{M(\text{Me}(\text{NO}_3)_n)} = \frac{M + 51,89}{M + n(14 + 48)} = \frac{M + 51,89}{M + 62n}, \\ v(\text{Me}) &= v(\text{Me}(\text{NO}_3)_n), \\ \frac{10}{M} &= \frac{M + 51,89}{M + 62n}. \end{aligned}$$

Избавляясь от дробей, получаем квадратное уравнение. Решим его относительно  $M$ :

$$\begin{aligned} M^2 + 41,89M - 620n &= 0, \\ M_{1,2} &= -20,945 \pm \sqrt{20,945^2 + 620n}. \end{aligned}$$

Определим неизвестный металл методом перебора, принимая во внимание только положительные значения  $M$ .

При  $n = 1$   $M = 4,8$  — не имеет физического смысла.

При  $n = 2$   $M = 20$  — не имеет физического смысла.

При  $n = 3$   $M = 27$  — Al. Подходит, поскольку этот металл обладает устойчивой степенью окисления  $+3$  в своих соединениях.

Ответ:  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

54. Примем величину, которую требуется найти, за  $x$  ( $\omega(\text{HHal}) = x$ ). Помимо этого обозначим массу начального раствора за  $a$  г, а молярную массу  $\text{Hal}$  за  $H$ . Тогда

$$m(\text{HHal}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{HHal}) = ax \text{ г.}$$

Определим количество вещества кислоты и составим реакцию, описывающую ее взаимодействие с неизвестным оксидом металла  $\text{Me}_2\text{O}$ :

$$\begin{aligned} \nu(\text{HHal}) &= \frac{m(\text{HHal})}{M(\text{HHal})} = \frac{ax}{1+H}. \\ 2\nu(\text{HHal}) \quad \nu(\text{HHal}) \quad 2\nu(\text{HHal}) \\ 2\text{HHal} + \text{Me}_2\text{O} &= 2\text{MeHal} + \text{H}_2\text{O}. \end{aligned}$$

Для того чтобы найти массовую долю неизвестной соли в конечном растворе, необходимо найти массу  $\text{MeHal}$  и массу раствора, которая увеличивается при добавлении  $\text{Me}_2\text{O}$ . Примем, что молярная масса  $\text{Me}$  равна  $M$  и рассчитаем массы оксида и соли:

$$\begin{aligned} \nu(\text{MeHal}) &= \nu(\text{HHal}) = \frac{ax}{1+H} \text{ моль,} \\ m(\text{MeHal}) &= \nu(\text{HHal}) \cdot M(\text{MeHal}) = \frac{ax}{1+H} \cdot (M+H) \text{ г.} \\ m(\text{Me}_2\text{O}) &= \frac{1}{2} \nu(\text{HHal}) \cdot M(\text{Me}_2\text{O}) = \frac{1}{2} \cdot \frac{ax}{1+H} \cdot (2M+16) = \frac{ax}{1+H} (M+8) \text{ г.} \end{aligned}$$

Масса конечного раствора равна:

$$m_{\text{к}}(\text{раствора}) = m_{\text{н}}(\text{раствора}) + m(\text{Me}_2\text{O}) = a + \frac{ax}{1+H} (M+8), \text{ г.}$$

Тогда массовую долю неизвестной соли можно найти по формуле:

$$\omega(\text{MeHal}) = \frac{m(\text{MeHal})}{m_{\text{к}}(\text{раствора})} = \frac{\frac{ax}{1+H}(M+H)}{a + \frac{ax}{(1+H)}(M+8)}.$$

Преобразуем это выражение:

$$\omega(\text{MeHal}) = \frac{\frac{ax}{1+H}(M+H)}{a + \frac{ax}{(1+H)}(M+8)} = \frac{\frac{x}{1+H}(M+H)}{1 + \frac{x}{(1+H)}(M+8)} = \frac{x(M+H)}{1+H+x(M+8)}.$$

Здесь проведено два сокращения числителя и знаменателя дроби: сначала на  $a \neq 0$ , а потом на  $1/(H+1) \neq 0$ .

По условию задачи массовая доля соли в конечном растворе равна массовой доле кислоты в начальном растворе, т. е.

$$\begin{aligned} \omega(\text{MeHal}) &= \omega(\text{HHal}), \\ \frac{x(M+H)}{1+H+x(M+8)} &= x \Rightarrow \frac{(M+H)}{1+H+x(M+8)} = 1 \Rightarrow \\ \Rightarrow M+H &= 1+H+Mx+8x \Rightarrow x = \frac{M-1}{M+8}. \end{aligned}$$

Целесообразно продолжить решение задачи методом подбора, т. е. путем варьирования молярной массы неизвестного щелочного металла.

Если Me — Li, то  $M = 8$ , а  $x = 6/15 = 0,40$  (40 %).

Если Me — Na, то  $M = 23$ , а  $x = 22/31 = 0,7090$  (70,9 %).

Если Me — K, то  $M = 39$ , а  $x = 38/47 = 0,8090$  (80,9 %).

Для выбора верного решения требуются теоретические знания.

В случае  $\text{Li}_2\text{O}$  массовая доля кислоты и галогенида лития составляет 40 %. Этим условиям удовлетворяют HCl, HBr и HI, поскольку

их максимальная массовая доля в воде (при н. у.) составляет примерно 42, 69 и 57 %, а их солей — 45, 59 и 60 % соответственно. Фтороводородная кислота не подходит, так как LiF обладает сравнительно низкой растворимостью и выпадает в осадок. По тем же причинам можно отбросить  $\text{Na}_2\text{O}$  и  $\text{K}_2\text{O}$ , поскольку для них массовая доля кислоты становится равной приблизительно 71 и 81 %, что недостижимо для соляной, бромной и иодоводородной кислот и соответствующих солей.

Ответ:  $\omega(\text{HHal}) = 40\%$ , возможные варианты соли — LiCl, LiBr или LiI.

55. Введем следующие переменные:  $x$  — масса первого раствора,  $y$  — масса второго раствора и  $z$  — массовая доля воды в конечном растворе. Тогда определим массу воды в первом и втором растворе:

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = m_1(\text{раствора}) \cdot \omega_1(\text{H}_2\text{O}) = 0,88x,$$

$$m_2(\text{H}_2\text{O}) = m_2(\text{раствора}) \cdot \omega_2(\text{H}_2\text{O}) = 0,70y.$$

Определим массу воды в конечном растворе, полагая, что масса раствора равна  $x+y$ , а массовая доля воды —  $z$  г:

$$m_{\text{к}}(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{к}}(\text{раствора}) \cdot \omega_{\text{к}}(\text{H}_2\text{O}) = (x+y) \cdot z.$$

Теперь можно составить баланс по воде:

$$\begin{aligned} m_1(\text{H}_2\text{O}) + m_2(\text{H}_2\text{O}) &= m_{\text{к}}(\text{H}_2\text{O}), \\ 0,88x + 0,70y &= (x+y) \cdot z. \end{aligned}$$

Выразим  $z$  через массу начальных растворов:

$$z = \frac{0,88x + 0,70y}{x + y}.$$



Избавимся от неизвестной величины  $y$  второго слагаемого числителя дроби. Для этого представим  $0,88x$  как сумму  $0,18x$  и  $0,70x$ :

$$\begin{aligned} z &= \frac{0,88x + 0,70y}{x + y} = \frac{0,18x + 0,70x + 0,70y}{x + y} = \\ &= \frac{0,18x + 0,70(x + y)}{x + y} = 0,18 \frac{x}{x + y} + 0,7. \end{aligned}$$

Определим, в каких пределах может находиться значение дроби  $x/(x+y)$  из условия задачи. Первое условие соответствует неравенству  $x > y$ . Тогда значение дроби  $x/(x+y)$  должно превышать 0,5:

$$z = 0,18 \frac{x}{x + y} + 0,7; \quad z > 0,18 \cdot 0,5 + 0,7; \quad z > 0,79 (79\%).$$

Из второго условия вытекает, что масса растворенного вещества второго раствора больше, чем первого:

$$\begin{aligned} m_2(\text{р.в.}) &> m_1(\text{р.в.}), \\ m_2(\text{раствора}) \cdot (1 - \omega_2(\text{H}_2\text{O})) &> m_1(\text{раствора}) \cdot (1 - \omega_1(\text{H}_2\text{O})), \\ y \cdot (1 - 0,70) &> x \cdot (1 - 0,88) \Rightarrow y > 0,4x. \end{aligned}$$

Подставляя крайнее значение  $y = 0,4x$ , получим, что дробь  $x/(x+y)$  равна  $1/(1+0,4)=0,714$ . Возвращаясь к неравенству, получаем, что дробь не может превышать этого значения. Тогда:

$$z = 0,18 \frac{x}{x + y} + 0,7; \quad z < 0,18 \cdot 0,714 + 0,7; \quad z < 0,829 (82,9\%).$$

Таким образом, концентрация соли в конечном растворе может составлять любое значение между 79,0 % и 82,9 %.

Ответ:  $79,0\% < \omega(\text{H}_2\text{O}) < 82,9\%$ .

56. Задачи на растворимость проще всего решать по балансу основного вещества. Выпадение соли происходит при достижении условия насыщенности раствора, что соответствует максимально возможной массовой доле соли. Поскольку из начального раствора не выпадало никаких осадков, то массовая доля соли в нем ниже, чем в насыщенном. Пусть  $x$  — массовая доля соли в начальном растворе, а  $y$  — массовая доля этой же соли в насыщенном. Очевидно, что  $y > x$ . Введем еще одну переменную — массу начального раствора —  $m$ . Тогда в начальном растворе содержится соль массой:

$$m_1(\text{соли}) = m_1(\text{раствора}) \cdot \omega_1(\text{соли}) = mx.$$

После выпарки воды и выпадения осадка масса второго раствора уменьшилась на  $(56+4)$  г, тогда масса соли в конечном (насыщенном) растворе равна:

$$\begin{aligned} m_2(\text{соли}) &= m_2(\text{раствора}) \cdot \omega_2(\text{соли}), \\ m_2(\text{соли}) &= (m_1(\text{раствора}) - m_1(\text{H}_2\text{O}) - m_1(\text{осадка})) \cdot \omega_2(\text{соли}) = \\ &= (m - 56 - 4)y. \end{aligned}$$

После первой выпарки баланс по соли имеет следующий вид:

$$\begin{aligned} m_1(\text{соли}) &= m_2(\text{соли}) + m_1(\text{осадка}), \\ mx &= (m - 60)y + 4. \end{aligned} \quad (*)$$

После последующего удаления воды массой 37 г из насыщенного раствора выпадает еще 3 г соли, при этом конечный раствор так-же является насыщенным. Масса соли в конечном растворе равна:

$$\begin{aligned} m_3(\text{соли}) &= (m_1(\text{раствора}) - 60 - m_2(\text{H}_2\text{O}) - m_2(\text{осадка})) \cdot \omega_3(\text{соли}) = \\ &= (m - 60 - 37 - 3)y. \end{aligned}$$

Тогда составим второй баланс по соли:

$$\begin{aligned} m_2(\text{соли}) &= m_3(\text{соли}) + m_2(\text{осадка}), \\ (m-60)y &= (m-100)y + 3. \end{aligned} \quad (**)$$

Соберем уравнения (\*) и (\*\*) в систему:

$$\begin{cases} mx = (m-60)y + 4, \\ (m-60)y = (m-100)y + 3. \end{cases}$$

Решим систему относительно  $x$  и  $y$ . Из второго уравнения этой системы имеем:

$$(m-60)y = (m-100)y + 3 \Rightarrow 40y = 3 \Rightarrow y = 0,075.$$

Это означает, что массовая доля соли в насыщенном растворе равна 7,5 %. Подставим найденное значение в первое уравнение системы и определим  $x$ :

$$mx = (m-60) \cdot 0,075 + 4 \Rightarrow x = \frac{0,075m - 4,5 + 4}{m} = 0,075 - \frac{0,5}{m}.$$

Это уравнение неопределенное и имеет бесконечное количество решений. Для того чтобы определить массовую долю соли в начальном растворе необходимо привлечь дополнительные данные. Из уравнения (\*\*) можно определить, что выражение  $(m-100)$  должно быть положительной величиной, значит,  $m > 100$ . Рассматривая систему, получим:

$$\begin{cases} x = 0,075 - \frac{0,5}{m}, \Rightarrow x > 0,075 - \frac{0,5}{100} \Rightarrow x > 0,07 (7 \%), \\ m > 100. \end{cases}$$

С другой стороны, массовая доля соли в насыщенном растворе больше, чем в исходном, т.е.  $y > x$ . Рассматривая вторую систему уравнений, определим, что:

$$\begin{cases} y = 0,075, \\ y > x. \end{cases} \Rightarrow x < 0,075 (7,5 \%).$$

Таким образом, массовая доля соли в начальном растворе находится в интервале  $7\% < x < 7,5\%$ .

Ответ:  $7\% < \omega \text{ (соли)} < 7,5\%$ .

57. Запишем формулу алкана  $C_nH_{2n+2}$  и уравнение его сжигания:



Рассчитаем количество углекислого газа по известным данным исходного вещества:

$$\nu(CO_2) = n \cdot \nu(C_nH_{2n+2}) = n \cdot \frac{V(C_nH_{2n+2})}{V_M} = n \cdot \frac{0,224}{22,4} = 0,01n \text{ моль.} \quad (*)$$

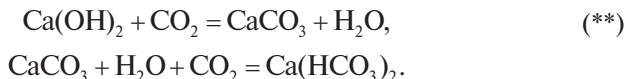
Очевидно, что полученный при сжигании оксид углерода реагирует с известковой водой. Для начала рассчитаем массу и количество гидроксида кальция. Поскольку концентрация  $Ca(OH)_2$  в растворе составляет 0,148 %, то это означает, что раствор является сильно разбавленным и поэтому его плотность можно считать близкой к плотности воды, т. е. 1 г/мл:

$$\begin{aligned} m(Ca(OH)_2) &= m(\text{раствора}) \cdot \omega(Ca(OH)_2) = \\ &= \rho(\text{раствора}) \cdot V(\text{раствора}) \cdot \omega(Ca(OH)_2), \\ m(Ca(OH)_2) &= 1000 \cdot 1 \cdot 0,00148 = 1,48 \text{ г.} \end{aligned}$$

$$\nu(Ca(OH)_2) = \frac{m(Ca(OH)_2)}{M(Ca(OH)_2)} = \frac{1,48}{74} = 0,02 \text{ моль.}$$

По тексту задачи не понятно, что взято в избытке, а что в недостатке. Поэтому рассмотрим два этих варианта. Учтем также, что количество выпавшего осадка ( $CaCO_3$ ) составляет 0,01 моль.

Если гидроксид кальция взят в недостатке, то при его взаимодействии с  $\text{CO}_2$  образуется сначала карбонат кальция, а затем гидрокарбонат кальция, который растворим в воде:



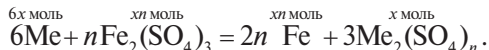
Причем по первой реакции на образование карбоната кальция затрачивается 0,02 моль гидроксида и  $\text{CO}_2$ , а по второй реакции на формирование 0,01 гидрокарбоната затрачивается по 0,01 моль карбоната и дополнительного количества  $\text{CO}_2$ . Итого общее количество затраченного  $\text{CO}_2$  равно 0,03 моль. Подставляя это выражение в (\*), получаем, что  $n = 3$  (пропан).

Если гидроксид кальция взят в избытке, то образуется только карбонат кальция по уравнению (\*\*). Для получения 0,01 моль карбоната требуется 0,01 моль  $\text{CO}_2$ . Подставляем это значение в (\*) и получаем, что  $n = 1$  (метан). Таким образом, этой задаче удовлетворяют два решения.

Ответ:  $\text{CH}_4$  или  $\text{C}_3\text{H}_8$ .

58. Данное условие относится к тому пласту задач, в которых возможно два варианта решения.

1) Если металл обладает большей активностью, чем железо, то в процессе выдерживания пластинки в растворе происходит частичное растворение металла с одновременным осаждением железа на пластинку (например,  $\text{FeSO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{Fe}$ ). Изменение массы пластинки определяется количеством растворенного неизвестного металла и количеством осажденного на нее железа. В этом случае уравнение реакции можно представить следующим образом:



Здесь введены следующие обозначения: молярная масса неизвестного Me равна M, степень окисления металла в нитрате —  $n$ , а количество прореагировавшего металла —  $6x$  (согласно уравнению реакции).

В задаче оговорено лишь два условия — отношение массовых долей солей и масса изменения пластинки. Запишем эти условия:

$$\frac{\omega(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)}{\omega(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n)} = \frac{M(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n)}{M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)}, \quad (*)$$

$$\Delta m_{\text{пластин.}} = m(\text{Fe}) - m(\text{Me}). \quad (**)$$

Отношение массовых долей различных соединений в растворе означает такое же отношение их массы:

$$\frac{\omega(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)}{\omega(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n)} = \frac{m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)}{m(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n)}.$$

Очевидно, что масса сульфата железа (III) равна

$$\begin{aligned} m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) &= m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)_{\text{начальн.}} - m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)_{\text{прореаг.}} = \\ &= m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)_{\text{начальн.}} - \nu(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)_{\text{прореаг.}} \cdot M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)_{\text{прореаг.}} = \\ &= 61,61 - 400nx. \end{aligned}$$

Массу полученного сульфата металла, согласно уравнению химической реакции, можно найти как

$$m(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n) = \nu(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n) \cdot M(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n) = 3x(2M + 96n).$$

Подставим эти выражения в уравнение (\*) и распишем также молярные массы нитратов в правой части:

$$\frac{61,6 - 400nx}{3x(2M + 96n)} = \frac{2M + 96n}{400}.$$

Остается решить это уравнение относительно  $x$ :

$$\frac{61,6 - 400nx}{3x(2M + 96n)} = \frac{2M + 96n}{400} \Rightarrow 61,6 \cdot 400 - 400^2 nx = 3x(M + 96n)^2,$$

$$x[3(2M + 96n)^2 + 400^2 n] = 61,6 \cdot 400 \Rightarrow x = \frac{61,6 \cdot 400}{3(2M + 96n)^2 + 400^2 n}. (***)$$

Заменим массы металлов на их молярные массы и количество вещества в уравнении (\*\*) с учетом стехиометрических коэффициентов реакции:

$$\Delta m_{\text{пластин.}} = m(\text{Fe}) - m(\text{Me}) = 4,$$

$$\nu(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) - \nu(\text{Me}) \cdot M(\text{Me}) = 4,$$

$$2nx \cdot 56 - 6x \cdot M = 4.$$

Подставим  $x$  (\*\*\*) в последнее выражение:

$$2n \cdot 56 \cdot \frac{61,6 \cdot 400}{3(2M + 96n)^2 + 400^2 n} - 6M \cdot \frac{61,6 \cdot 400}{3(2M + 96n)^2 + 400^2 n} = 4,$$

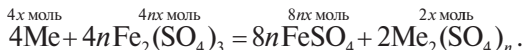
Из полученного равенства можно выразить  $M$  через  $n$ :

$$M^2 + M(96n + 3080) + 2304n^2 - 44160n = 0,$$

$$M_{1,2} = -48n - 1540 \pm \sqrt{(48n + 1540)^2 - 2304n^2 + 44160n}.$$

Естественно, решение следует искать среди положительных  $M$ . Тогда, задавая  $n$  от 1 до 3, можно убедиться, что единственное верное решение реализуется при  $n = 2$ , тогда  $M = 24$  — Mg.

2) Если металл обладает меньшей активностью, то происходит его растворение (например,  $\text{Cu} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{CuSO}_4 + 2\text{FeSO}_4$ ) в растворе соли 3-валентного железа, тогда изменение массы пластинки будет определяться лишь количеством растворенного металла. Полагая, что молярная масса неизвестного Me равна  $M$ , степень окисления металла в нитрате —  $n$ , а количество прореагировавшего металла —  $4x$ , получим:



В этом случае имеем:

$$\frac{\omega(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)}{\omega(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n)} = \frac{M(\text{Me}_2(\text{SO}_4)_n)}{M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)},$$

$$\frac{61,6 - 400 \cdot 4nx}{2x(2M + 96n)} = \frac{2M + 96n}{400} \Rightarrow x = \frac{61,6 \cdot 400}{2(2M + 96n)^2 + 4 \cdot 400^2 n}.$$

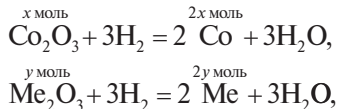
Масса пластинки будет определяться массой металла, вступившего во взаимодействие:

$$\Delta m_{\text{пластин.}} = m(\text{Me}) = M(\text{Me}) \cdot \nu(\text{Me}) = 4 \overset{***}{\Rightarrow} 4M \frac{61,6 \cdot 400}{2(2M + 96n)^2 + 4 \cdot 400^2 n} = 4.$$

Решение последнего уравнения относительно  $M$  не дает адекватных значений  $M$  при вариации  $n$  от 1 до 3. Это означает, что второй вариант не реализуется по условию задачи. Поэтому в раствор была погружена магниевая пластинка.

Ответ: магний.

59. Составим уравнения реакции, оговоренные в задаче:



здесь использованы следующие обозначения:  $x$  — количество оксида трехвалентного железа,  $y$  — количество оксида трехвалентного металла,  $\text{Me}$  — неизвестный металл с молярной массой  $M$ . Как и в предыдущих случаях, необходимо составить систему уравнений, описывающую условия задачи:



$$\begin{cases} m(\text{Co}_2\text{O}_3) + m(\text{Co}_2\text{O}_3) = 9,9, \\ m(\text{Co}) + m(\text{Me}) = 7,02. \end{cases}$$

$$\begin{cases} v(\text{Co}_2\text{O}_3)M(\text{Co}_2\text{O}_3) + v(\text{Me}_2\text{O}_3)M(\text{Me}_2\text{O}_3) = 9,9, \\ v(\text{Co})M(\text{Co}) + v(\text{Me})M(\text{Me}) = 7,02. \end{cases}$$

$$\begin{cases} x \cdot 166 + y(2M + 48) = 9,9, \\ 2x \cdot 59 + 2yM = 7,02. \end{cases}$$

Система содержит три неизвестных величины и два уравнения. Это означает, что две из них можно выразить через третью. Из первого уравнения системы имеем:

$$x \cdot 166 + y(2M + 48) = 9,9 \Rightarrow x = \frac{9,9 - y(2M + 48)}{166}. \quad (*)$$

Подставляем найденное  $x$  в другое уравнение системы:

$$\begin{aligned} 118x + 2yM &= 7,02 \Rightarrow 118 \frac{9,9 - y(2M + 48)}{166} + 2yM = 7,02 \Rightarrow \\ \Rightarrow y &= \frac{(7,02 \cdot \frac{166}{118} - 9,9)59}{48 \cdot 59 - 48M} = \frac{1,44}{48 \cdot 59 - 48M}. \end{aligned} \quad (**)$$

Из уравнения (\*\*) вытекает очень важная особенность: поскольку количество вещества по физическому смыслу не может быть отрицательной величиной, то

$$\frac{1,44}{48 \cdot 59 - 48M} > 0 \Rightarrow 48 \cdot 59 - 48M > 0 \Rightarrow M < 59. \quad (***)$$

Это значит, что молярная масса неизвестного металла меньше молярной массы кобальта. Подставим найденное  $y$  (\*\*) в (\*):

$$x = \frac{9,9 - \frac{1,44}{48 \cdot 59 - 48M} (2M + 48)}{160} \cdot 6 =$$

$$= \frac{9,9(48 \cdot 59 - 48M) - 1,44(2M + 48)}{166(48 \cdot 59 - 48M)} = \frac{27967,68 - 472,32M}{166(48 \cdot 59 - 48M)}.$$

Задавая

$$x > 0 \Rightarrow \frac{27967,68 - 472,32M}{166(48 \cdot 59 - 48M)} > 0,$$

получим, что  $59 < M$ ,  $M > 59,21$ .

Теперь объединим неравенства в систему:

$$\begin{cases} x > 0, \\ y > 0. \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} M < 59, \\ M < 59, M > 59,21. \end{cases}$$

Общим решением является  $M < 59$ . Рассмотрим, какие элементы могут подходить. Из 25 элементов, обладающих меньшей молярной массой, чем кобальт, условию задачи соответствуют железо ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), хром ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ), скандий ( $\text{Sc}_2\text{O}_3$ ) и алюминий ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). Однако не все они подходят, так как восстановление оксида скандия водородом практически не реализуется, а алюминий не является  $3d$ -элементом. Таким образом, ответом является хром или железо.

Остается определить массовую долю металла в остатке:

$$\omega(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})}{m(\text{остатка})} = \frac{M(\text{Me}) \cdot \nu(\text{Me})}{m(\text{остатка})} = \frac{M \cdot 2y}{7,02}.$$

Если  $M = \text{Cr}$ , то

$$y = \frac{1,44}{48 \cdot 59 - 48M} = \frac{1,44}{48 \cdot 59 - 48 \cdot 52} \approx 4,285 \cdot 10^{-3} \text{ моль.}$$

$$\omega(\text{Cr}) = \frac{M(\text{Cr}) \cdot \nu(\text{Cr})}{m(\text{остатка})} = \frac{52 \cdot 2 \cdot 4,285 \cdot 10^{-3}}{7,02} = 0,0635 (6,35 \%).$$

Если  $M = \text{Fe}$ , то

$$y = \frac{1,44}{48 \cdot 59 - 48M} = \frac{1,44}{48 \cdot 59 - 48 \cdot 56} = 0,01 \text{ моль.}$$

$$\omega(\text{Fe}) = \frac{M(\text{Fe}) \cdot \nu(\text{Fe})}{m(\text{остатка})} = \frac{56 \cdot 2 \cdot 0,01}{7,02} = 0,1595 (15,95 \%).$$

Таким образом, задача имеет два решения.

Ответ: 6,35 %, если  $\text{Me} = \text{Cr}$  или 15,95 %, если  $\text{Me} = \text{Fe}$ .

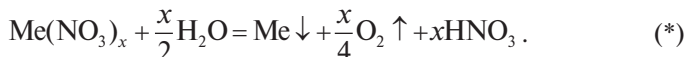
60. Один из способов решения такой задачи следующий:

Проведем замены: обозначим молярную массу неизвестного металла  $\text{Me}$  как  $M$ , а его степень окисления в нитрате за  $x$  (параметр подбора), тогда химическую формулу исходной соли запишем как  $\text{Me}(\text{NO}_3)_x$ .

Для приготовления 8 %-го раствора этой соли массой 100 г было взято

$$m(\text{Me}(\text{NO}_3)_x) = m(p - \text{ра}) \cdot \omega(\text{Me}(\text{NO}_3)_x) = 100 \cdot 0,08 = 8 \text{ г соли.}$$

При электролизе на катоде выделяется металл, так как его потенциал положительный, тогда как на аноде выделяется кислород, а в растворе накапливается азотная кислота:



Уменьшение массы раствора связано с осаждением металла на катоде и выделением газа на аноде. Тогда сумма масс металла и кислорода дает уменьшение массы раствора, т. е.

$$m(\text{Me}) + m(\text{O}_2) = 100 - 57,43 = 42,57 \text{ г}.$$

Очевидно, что такое большое уменьшение массы раствора не могло быть вызвано только электролизом 8 г соли, к тому же в тексте задачи сказано, что в результате электролиза выделилась смесь газов. Значит, после электролиза соли нитрата металла частично разложилась вода по уравнению реакции:



Пусть электролизу подверглось  $2z$  моль воды, тогда выделилось  $2z$  моль водорода и  $z$  моль кислорода. Составим систему уравнений, описывающую условия выделения газов и уменьшения массы раствора. Первое уравнение будет учитывать количество выделившихся газов как при электролизе нитрата металла по уравнению (\*), так и при электролизе воды. По уравнению (\*) найдем количество кислорода. По уравнению реакции при электролизе 1 моль нитрата металла выделяется  $x/4$  моль кислорода, по условию задачи количество вещества нитрата металла равно:

$$\nu(\text{Me}(\text{NO}_3)_x) = \frac{m(\text{Me}(\text{NO}_3)_x)}{M(\text{Me}(\text{NO}_3)_x)} = \frac{8}{M + x(14 + 16 \cdot 3)} = \frac{8}{M + 62x},$$

тогда по условию задачи количество кислорода равно:

$$\nu(\text{O}_2) = \frac{8}{M + 62x} \cdot \frac{x}{4}.$$

Сумма моль выделившихся газов равна

$$\nu = \underbrace{\nu(\text{O}_2)}_{\text{при электролизе соли}} + \underbrace{\nu(\text{O}_2) + \nu(\text{H}_2)}_{\text{при электролизе воды}} = \frac{8}{M + 62x} \cdot \frac{x}{4} + z + 2z.$$

С другой стороны выделилось 69,76 л (н.у.) газов, тогда

$$\nu = \frac{69,76}{22,4} = 3,114 \text{ моль.}$$

Первое уравнение системы будет выглядеть так:

$$\frac{2x}{M+62x} + 3z = 3,114. \quad (**)$$

Теперь составим второе уравнение системы, в котором учтем уменьшение массы раствора за счет осаждения металла, выделение кислорода при электролизе нитрата, а также разложение воды при последующем электролизе:

По уравнению реакции (\*) количество металла, выделившегося на катоде, равно:

$$\nu(\text{Me}) = \nu(\text{Me}(\text{NO}_3)_x) = \frac{8}{M+62x},$$

тогда его масса равна:

$$m(\text{Me}) = \nu(\text{Me}) \cdot M(\text{Me}) = \frac{8}{M+62x} \cdot M.$$

Масса выделившегося кислорода при электролизе нитрата равна

$$m(\text{O}_2) = \nu(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = \frac{8}{M+62x} \cdot \frac{x}{4} \cdot 32 = \frac{64x}{M+62x}.$$

Масса разложившейся воды при электролизе

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = z \cdot 18 = 18z.$$

Тогда второе уравнение выглядит как

$$m(\text{Me}) + m(\text{O}_2) + m(\text{H}_2\text{O}) = 42,57;$$

$$\frac{8}{M+62x} \cdot M + \frac{64x}{M+62x} + 18 \cdot 2z = 42,57. \quad (***)$$

Имеем систему:

$$\begin{cases} \frac{2x}{M+62x} + 3z = 3,114, \\ \frac{8}{M+62x} \cdot M + \frac{64x}{M+62x} + 36z = 42,57. \end{cases}$$

Решить такую систему не просто, однако возможно. Основная сложность такой задачи заключается в том, что составленная система имеет одно уравнение, учитывающее количество веществ, а другое — их массу. Переход от  $\nu$  к  $m$  одного и того же вещества происходит через молярную массу компонентов, которая выражается через неизвестные  $M$  и  $x$ .

Решим систему уравнений.

Второе уравнение системы преобразуем к виду:

$$\frac{8M+64x}{M+62x} + 36z = 42,57.$$

Произведем деление второго уравнения системы на первое:

$$\frac{\frac{8M+64x}{M+62x} + 36z}{\frac{2x}{M+62x} + 3z} = \frac{42,57}{3,114} = 13,6705.$$

Умножим числитель и знаменатель на  $M+62x$ :

$$\frac{8M+64x+36z(M+62x)}{2x+3z(M+62x)} = 13,6705,$$

из уравнения следует

$$8M + 64x + 36z(M + 62x) = 13,67052x \cdot + 13,67052 \cdot 3z(M + 62x).$$

Найдем  $z$

$$z = \frac{8M + 36,659x}{5,0115(M + 62x)}.$$

Подставим  $z$  в первое уравнение:

$$\frac{2x}{M + 62x} + 3 \frac{8M + 36,659x}{5,0115(M + 62x)} = 3,114.$$

Данное уравнение легко решить, умножив левую и правую части уравнения на  $(M + 62x)$ . Приходим к простому выражению:

$$M = 100,5x. \quad (****)$$

Теперь, варьируя  $x$  (степень окисления металла в нитрате), найдем  $M$ :

Если  $x = 1$ , то  $M = 100,5$ . Рутений — не подходит, так как ему не свойственна такая степень окисления.

Если  $x = 2$ , то  $M = 201$  — это ртуть. Подходит, так как ей свойственна такая степень окисления.

Если  $n = 3$ , то  $M = 301,5$  — элемента с такой атомной массой не существует.

Таким образом, электролизу подвергался нитрат ртути (II).

Данную задачу можно решить *другим способом*.

Составим систему из четырех уравнений.

Первое уравнение характеризует количество выделившихся газов, при этом оно сразу учитывает как выделение кислорода при электролизе соли, так и выделение кислорода и водорода при электролизе воды:

$$\Sigma v = \frac{\Sigma V}{22,4} = v(\text{O}_2) + v(\text{H}_2\text{O}) = 3,114. \quad (1)$$

Второе уравнение описывает математический баланс между числами электронов, протекших через анод (выделение кислорода) и катод (выделение металла и водорода):

$$4v(\text{O}_2) = 2v(\text{H}_2\text{O}) + x \cdot v(\text{Me}), \quad (2)$$

где  $x$  — степень окисления металла.

Третье уравнение показывает массу уменьшения раствора за счет выделения газов и осаждения на катоде металла:

$$\begin{aligned} 100 - 57,43 &= M(\text{Me}) \cdot v(\text{Me}) + M(\text{O}_2) \cdot v(\text{O}_2) + M(\text{H}_2) \cdot v(\text{H}_2), \\ 42,57 &= M \cdot v(\text{Me}) + 32v(\text{O}_2) + 2v(\text{H}_2). \end{aligned} \quad (3)$$

Наконец, последнее уравнение выражает связь между массой неизвестной соли с ее молярной массой и количеством:

$$\begin{aligned} m(\text{Me}(\text{NO}_3)_n) &= M(\text{Me}(\text{NO}_3)_n) \cdot v(\text{Me}(\text{NO}_3)_n) = M(\text{Me}(\text{NO}_3)_n) \cdot v(\text{Me}), \\ 8 &= (M + 62x) \cdot v(\text{Me}). \end{aligned} \quad (4)$$

Имеем систему уравнений:

$$\begin{cases} v(\text{O}_2) + v(\text{H}_2\text{O}) = 3,114, \\ 4v(\text{O}_2) = 2v(\text{H}_2\text{O}) + x \cdot v(\text{Me}), \\ M \cdot v(\text{Me}) + 32v(\text{O}_2) + 2v(\text{H}_2) = 42,57, \\ (M + 62x) \cdot v(\text{Me}) = 8. \end{cases}$$

Решая относительно  $M$  и  $x$  эту систему, получим выражение (\*\*\*\*).

Ответ: нитрат ртути  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ .



---

## Список использованной литературы

---

1. Пак М. С. Дидактика химии/М. С. Пак. М.: Изд-во «Владос», 2004. — 317 с.
2. Дендебер С. В. Современные технологии в процессе преподавания химии/С. В. Дендебер, О. В. Ключникова. М.: ООО «5 за знания» 2008. — 110 с.
3. Зайцев О. С. Методика обучения химии/О. С. Зайцев. М., 1999. — 370 с.
4. Зайцев О. С. Неорганическая химия/О. С. Зайцев. М.: «АСТ-ПРЕСС Школа», 2006. — 510 с.
5. Зайцев О. С. Задачи и вопросы по химии/О. С. Зайцев. М.: Химия, 1985. — 301 с.
6. Глинка Н. Л. Общая химия/Н. Л. Глинка. М., 1988. — 532 с.
7. Хомченко Г. П. Пособие по химии для поступающих в вузы/Г. П. Хомченко. М., 1997. — 197 с.
8. Хомченко Г. П. Сборник задач по химии/Г. П. Хомченко, И. Г. Хомченко. М., 1997. — 88 с.
9. Киреев В. А. Краткий курс физической химии/В. А. Киреев. М., 1978. 265 с.
10. Зайцев О. С. Общая химия/О. С. Зайцев. М., 1997. — 340 с.
11. Некрасов Б. К. Общая химия/Б. К. Некрасов. М., 1977. — 548 с.
12. Жук Н. П. Курс теории коррозии и защиты металлов/Н. П. Жук. М., 1976. — 514 с.

## Приложение

Таблица П.1

**Константы диссоциации слабых электролитов (при  $t = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ )**

Вещество	$K_d$	Вещество	$K_d$
HCOOH	$K = 1,77 \cdot 10^{-4}$	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$
CH <sub>3</sub> COOH	$K = 1,75 \cdot 10^{-5}$		$K_2 = 6,31 \cdot 10^{-8}$
HCN	$K = 7,9 \cdot 10^{-10}$		$K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$K_1 = 4,45 \cdot 10^{-7}$	HAIO <sub>2</sub>	$K = 6 \cdot 10^{-13}$
	$K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$
HF	$K = 6,61 \cdot 10^{-4}$		$K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$
HNO <sub>2</sub>	$K = 4 \cdot 10^{-4}$		$K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-2}$	H <sub>2</sub> O	$K_1 = 1,8 \cdot 10^{-16}$
	$K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$	NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O	$K = 1,79 \cdot 10^{-5}$
H <sub>2</sub> S	$K_1 = 1,1 \cdot 10^{-7}$	Al (OH) <sub>3</sub>	$K_1 = 1,38 \cdot 10^{-9}$
	$K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$	Zn (OH) <sub>2</sub>	$K_1 = 4,4 \cdot 10^{-5}$
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-10}$		$K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$
	$K_2 = 2 \cdot 10^{-12}$	Cd (OH) <sub>2</sub>	$K_2 = 5 \cdot 10^{-3}$
Fe (OH) <sub>2</sub>	$K_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$	Cr (OH) <sub>3</sub>	$K_3 = 1 \cdot 10^{-10}$
Fe (OH) <sub>3</sub>	$K_2 = 1,82 \cdot 10^{-11}$	Ag (OH)	$K = 1,1 \cdot 10^{-4}$
	$K_3 = 1,35 \cdot 10^{-12}$	Pb (OH) <sub>2</sub>	$K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$
Cu (OH) <sub>2</sub>	$K_2 = 3,4 \cdot 10^{-7}$		$K_2 = 3 \cdot 10^{-8}$
Ni (OH) <sub>2</sub>	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-5}$		

Таблица П.2

**Названия некоторых кислот и их солей**

Кислота		Общее название солей
название	формула	
Азотистая	$\text{HNO}_2$	Нитриты
Азотная	$\text{HNO}_3$	Нитраты
Бромоводородная	$\text{HBr}$	Бромиды
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихроматы
Иодоводородная	$\text{HI}$	Иодиды
Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Силикаты
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	Перманганаты
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	Сульфиды
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сульфиты
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфаты
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосульфаты
Тиоциановодородная	$\text{HCNS}$	Тиоцианаты
Угольная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонаты
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	Ацетаты
Фосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Фосфаты
Фтороводородная	$\text{HF}$	Фториды
Хлороводородная (соляная)	$\text{HCl}$	Хлориды
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	Гипохлориты
Хлористая	$\text{HClO}_2$	Хлориты
Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	Хлораты
Хлорная	$\text{HClO}_4$	Перхлораты
Хромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$	Хроматы
Цианистоводородная	$\text{HCN}$	Цианиды

Таблица П.3

Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/ моль	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/ моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/ (моль·К)	Вещество	$\Delta G^0_{298}$ , кДж/ моль	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/ моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/ (моль·К)
Ag (к)	0	0	42,69	Mg (к)	0	0	32,55
Ag <sub>2</sub> O (к)	–10,82	–30,56	121,81	MgO (к)	–569,4	–601,2	26,94
AgCl	–109,7	–127,07	96,07	MgCO <sub>3</sub> (к)	–1029	–1096	65,69
AgBr (к)	–94,9	–99,16	107,1	N <sub>2</sub> (г)	0	0	191,5
AgI (к)	–66,3	–64,2	144,2	NH <sub>3</sub> (г)	–16,7	–46,9	192,5
Al (к)	0	0	28,31	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (ж)	149,2	50,4	121,3
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	–1580	–1674	50,94	NH <sub>4</sub> OH (р)	–254,2	–361,2	165,4
Al (OH) <sub>3</sub> (к)	–1139,7	–1605,5	85,35	NO (г)	86,7	90,37	210,6
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (к)		–3434,0	239,2	NOCl (г)	66,37	52,59	263,5
BaO	–528,4	–557,9	70,29	N <sub>2</sub> O (г)	104,12	82,01	219,83
Ba (OH) <sub>2</sub> (к)		–946,1	103,8	NO <sub>2</sub> (г)	51,8	33,50	240,45
BaCO <sub>3</sub> (к)	–1139	–1202	112,1	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	98,28	9,66	304,3
BaSO <sub>4</sub> (к)	–352	–1465	131,8	NaCl (к)	–384,9	–410,9	72,8
Br <sub>2</sub> (г)	3,14	30,92	245,35	NaBr (к)	–347,7	–359,8	83,7
Br <sub>2</sub> (ж)	0	0	152,3	NaI (к)	–284,5	–287,9	91,2
C (графит)	0	0	5,74	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (к)	–1048	–1129	136,0
C (алмаз)	2,866	1,897	2,38	Ni (к)	0	0	29,86
CO (г)	–138,1	–110,5	197,4	NiO (к)	–216,5	–239,5	38,0
CO <sub>2</sub> (г)	–394,4	–396,3	213,6	O (г)	231,7	249,18	169,95
COCl <sub>2</sub> (г)	–205,31	–219,5	283,64	O <sub>2</sub> (г)	0	0	205,0
CH <sub>4</sub> (г)	–50,6	–74,85	186,19	O <sub>3</sub> (г)	163,4	142,3	238,8
CCl <sub>4</sub> (г)	–63,95	–106,7	309,7	PH <sub>3</sub> (г)	12,5		
CS <sub>2</sub> (г)	65,06	115,3	237,8	PCl <sub>3</sub> (г)	–267,98	–287,02	311,71
Ca (к)	0	0	41,62	PCl <sub>5</sub> (г)	–305,10	–374,89	364,47
CaO (к)	–604,2	–635,1	39,70	Pb (к)	0	0	64,9
Ca (OH) <sub>2</sub> (к)	–896,7	–986,2	76,98	PbO (к)	–188,5	–217,8	69,45
CaCO <sub>3</sub> (к)	–1128,8	–1206	92,9	PbO <sub>2</sub> (к)	–219,0	–276,6	76,74
CaCl <sub>2</sub> (к)	–750,2	–785,8	113,8	S (к)	0	0	31,92
CaSO <sub>4</sub> (г)	–1318,3	–1424	106,7	S (г)	–238,31	278,81	167,75
Cl <sub>2</sub> (г)	0	0	223,0	SO <sub>2</sub> (г)	–300,4	–296,9	248,1
F <sub>2</sub> (г)	0	0	202,9	SO <sub>3</sub> (г)	–370,4	–395,2	256,23
Fe (к)	0	0	27,15	SO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (р)	–318,17	–363,17	311,17

Окончание табл. П.3

Вещество	$\Delta G_{298}^0$ , кДж/ моль	$\Delta H_{298}^0$ , кДж/ моль	$\Delta S_{298}^0$ , Дж/ (моль · К)	Вещество	$\Delta G_{298}^0$ , кДж/ моль	$\Delta H_{298}^0$ , кДж/ моль	$\Delta S_{298}^0$ , Дж/ (моль · К)
FeO (к)	–244,3	–263,7	58,79	SiO <sub>2</sub> (α–кварц)	–847,2	853,3	42,09
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	–741,5	–821,32	89,96	Sn (к)	0	0	51,55
H <sub>2</sub> (г)	0	0	130,6	Sb (к)	0	0	45,7
H <sub>2</sub> O (к)		–291,85	44,1	Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub> (к)		–157,7	182,0
H <sub>2</sub> O (ж)	–237,2	–285,84	70,1	Zn (к)	0	0	41,59
H <sub>2</sub> O (г)	–228,4	–241,84	188,8	ZnO (к)	–318,2	–349,0	43,5
H <sub>2</sub> S (г)	–33,3	–20,15	205,64	ZnS (к)	–239,8	–201	57,7
HF (г)	–296,6	–270,7	173,5	SiC (к)	–84,0	–86,4	–8
HCl (г)	–95,27	–92,30	186,7	B <sub>4</sub> C (к)	–38,3	–38,9	–2
HBr (г)	–53,5	–35,98	198,5	SiF <sub>4</sub> (г)	1572,6	1614	142
HI (г)	1,3	25,4	206,3	CF <sub>4</sub> (г)	877,9	922,6	150
HNO <sub>3</sub> (ж)	–110,4	–173,2	156,16				
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (к)	–1119	–1283,6	176,15				
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (ж)	–690,3	–805,0	156,9				
I <sub>2</sub> (г)	19,37	62,24	260,6				
I <sub>2</sub> (ж)	0	0	116,7				

Таблица П.4

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы

Кислая среда		Щелочная среда	
Электродная реакция	$E^0$ , В	Электродная реакция	$E^0$ , В
$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,045		
$\text{Rb}^+ + e^- = \text{Rb}$	-2,925		
$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,925		
$\text{Cs}^+ + e^- = \text{Cs}$	-2,923		
$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	-2,906		
$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	-2,866		
$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$	-2,714		
$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,363		
$\text{Be}^{2+} + 2e^- = \text{Be}$	-1,847		
$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,662	$\text{Al}(\text{OH})_4^- + 3e^- = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,31
$\text{Ti}^{2+} + 2e^- = \text{Ti}$	-1,628		
$\text{V}^{2+} + 2e^- = \text{V}$	-1,186		
$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	-1,180		
$\text{Cr}^{2+} + 2e^- = \text{Cr}$	-0,913		
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$	-0,763	$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2e^- = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,19
$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,744	$\text{Cr}(\text{OH})_4^- + 3e^- = \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1,32
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,440	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2e^- = \text{Fe} + 2\text{OH}^-$	-0,87
$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,403	$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2e^- = \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0,82
$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,277	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2e^- = \text{Co} + 2\text{OH}^-$	-0,73
$\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$	-0,250	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2e^- = \text{Ni} + 2\text{OH}^-$	-0,69
$\text{Sn}^{2+} + 2e^- = \text{Sn}$	-0,136	$\text{Sn}(\text{OH})_4^{2-} + 2e^- = \text{Sn} + 4\text{OH}^-$	-0,91
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- = \text{Pb}$	-0,126	$\text{Pb}(\text{OH})_3^- + 2e^- = \text{Pb} + 3\text{OH}^-$	-0,54
$\text{Fe}^{3+} + 3e^- = \text{Fe}$	-0,036	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,55
$\text{H}^+ + e^- = \frac{1}{2}\text{H}_2$	+0,000	$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	+0,337	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2e^- = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	0,22
$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	+0,799		
$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	+0,854		
$\text{Pd}^{2+} + 2e^- = \text{Pd}$	+0,987		
$\frac{1}{2}\text{Br}_2 + e^- = \text{Br}^-$	+1,065		
$\text{Pt}^{2+} + 2e^- = \text{Pt}$	+1,19		
$\frac{1}{2}\text{Cl}_2 + e^- = \text{Cl}^-$	+1,359		
$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	+1,498		
$\frac{1}{2}\text{F}_2 + e^- = \text{F}^-$	+2,84		
$\text{Cr}^{3+} + e^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,408		

Кислая среда		Щелочная среда	
Электродная реакция	$E^0$ , В	Электродная реакция	$E^0$ , В
$\text{Ti}^{3+} + \text{e}^- = \text{Ti}^{2+}$	-0,368		
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	+0,15		
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- = \text{Cu}^+$	0,153	$2\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- =$ $= \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,14
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^- =$ $= \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,303		
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$	+0,536		
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$	+0,771		
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,94		
$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,19	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- =$ $= \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+0,36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- =$ $= 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- =$ $= \text{Cr}(\text{OH})_4^- + 4\text{OH}^-$	-0,72
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,455	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{PbO} + 4\text{OH}^-$	-0,25
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- =$ $= \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51	$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- =$ $= \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,64	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	+0,66
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- =$ $= \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,685		
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,776		
$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- = \text{Co}^{2+}$	+1,81		
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01		
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68		
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{OH}^-$	+0,401
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \frac{1}{2}\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,20	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 5\text{e}^- = \frac{1}{2}\text{I}_2 + 6\text{OH}^-$	+0,21
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,08	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	+0,26
$\text{IO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{I}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,40		
$\text{IO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7\text{e}^- = \frac{1}{2}\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,34	$\text{IO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- = \text{I}^- + 8\text{OH}^-$	+0,39
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,44	$\text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,77
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- =$ $= \frac{1}{2}\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,48	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 5\text{e}^- =$ $= \frac{1}{2}\text{Br}_2 + 6\text{OH}^-$	+0,50
$\text{BrO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,85	$\text{BrO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- =$ $= \text{BrO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+1,03
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Ti} + \text{H}_2\text{O}$	-0,89		
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,12		

Кислая среда		Щелочная среда	
Электродная реакция	$E^0$ , В	Электродная реакция	$E^0$ , В
$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,34		
$\text{VO}_4^{3-} + 6\text{H}^+ + \text{e} = \text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,26		
$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} =$ $= \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,46		
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,63
$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,49	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,89
$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,63	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,49
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	+0,14	$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{SO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,45	$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,66
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,17		
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,36		
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
$\text{NO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,05		
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
$\text{NO}_2 + 8\text{H}^+ + 7\text{e} = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,90		
$\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{NH}_4^+$	+0,25	$\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = 2\text{NH}_3 + 6\text{OH}^-$	-0,74
$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{PH}_3$	+0,06		
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{P} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,52		
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{P} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,41		



# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1,00794(7) Водород						2 (H) 3	He 4,0026032(2) Гелий
2	3 Li 6,941(2) Литий	4 Be 9,01218(3) Бериллий	5 B 10,811(6) Бор	6 C 12,011(1) Углерод	7 N 14,00647(1) Азот	8 O 15,9994(3) Кислород	9 F 18,9984032(9) Фтор	10 Ne 20,1797(6) Неон
3	11 Na 22,989769(3) Натрий	12 Mg 24,3050(6) Магний	13 Al 26,981538(6) Алюминий	14 Si 28,0855(3) Кремний	15 P 30,973762(4) Фосфор	16 S 32,06(6) Сера	17 Cl 35,4527(2) Хлор	18 Ar 39,948(1) Аргон
4	19 K 39,0983(1) Калий	20 Ca 40,078(1) Кальций	21 Sc 44,955910(3) Скандий	22 Ti 47,88(1) Титан	23 V 50,941(1) Ванадий	24 Cr 51,996(1) Хром	25 Mn 54,93805(1) Марганец	26 Fe 55,847(3) Железо
5	29 Cu 63,546(3) Медь	30 Zn 65,39(2) Цинк	31 Ga 69,723(4) Галлий	32 Ge 72,61(2) Германий	33 As 74,92159(5) Мышья	34 Se 78,96(3) Селен	35 Br 79,904(1) Бром	36 Kr 83,80(1) Криптон
6	37 Rb 85,4678(3) Рубидий	38 Sr 87,62(1) Стронций	39 Y 88,90585(2) Иттрий	40 Zr 91,224(2) Цирконий	41 Nb 92,90638(2) Никобий	42 Mo 95,94(1) Молибден	43 Tc 97,9072 Технеций	44 Ru 101,072(2) Рутений
7	47 Ag 107,8682(2) Серебро	48 Cd 112,411(6) Кадмий	49 In 114,82(1) Индий	50 Sn 118,710(7) Олово	51 Sb 121,75(3) Сурьма	52 Te 127,60(3) Теллур	53 I 126,9044(7) Йод	54 Xe 131,29(2) Ксенон
8	55 Cs 132,9054(3) Цезий	56 Ba 137,327(7) Барий	57 La-Lu 138,90547(3) Лантаноиды	72 Hf 178,49(2) Гафний	73 Ta 180,9478(1) Тантал	74 W 183,85(3) Вольфрам	75 Re 186,207(1) Рений	76 Os 190,2(1) Осий
9	79 Au 196,966569(3) Золото	80 Hg 200,59(2) Ртуть	81 Tl 204,3833(2) Таллий	82 Pb 207,2(1) Свинец	83 Bi 208,98037(3) Висмут	84 Po 209,9824 Полоний	85 At 209,9871 Астат	86 Rn 222,0176 Радон
10	87 Fr 223,0197 Франций	88 Ra 226,0254 Радий	89 Ac-Lr 227,03372(1) Актиниоиды	104 (Ku) 261,11 (Курчатовий)	105 (Ns) 292,114 (Нильсборгий)			

## \*ЛАНТАНОИДЫ

57 La 138,90547(3) Лантан	58 Ce 140,118(4) Церий	59 Pr 140,90768(3) Прометий	60 Nd 144,240(8) Неодим	61 Pm 144,9127 Прометий	62 Sm 150,36(3) Самарий	63 Eu 151,965(3) Европий	64 Gd 157,25(2) Гадолиний	65 Tb 158,9254(3) Тербий	66 Dy 162,50(3) Диспрозий	67 Ho 164,93032(3) Гольмий	68 Er 167,263 Эрбий	69 Tm 168,93421(3) Тулорий	70 Yb 173,043 Иттербий	71 Lu 174,967(1) Лютеций
---------------------------------	------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	---------------------------	----------------------------------	------------------------------	--------------------------------

## \*\*АКТИНОИДЫ

89 Ac 227,02772(7) Актиний	90 Th 232,0381(1) Торий	91 Pa 231,03688(2) Протактиний	92 U 238,02891(1) Уран	93 Np 237,0482 Нептуний	94 Pu 244,0642 Плутоний	95 Am 243,0614 Америций	96 Cm 247,0703 Курций	97 Bk 247,0703 Берклий	98 Cf 251,08 Калифорний	99 Es 252,083 Эйнштейний	100 Fm 257,0861 Фермий	101 Md 258,10 Менделеев	102 No 259,1009 Нобелий	103 Lr 260,105 Лоренций
----------------------------------	-------------------------------	--------------------------------------	------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-----------------------------	------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------

Li Литий	3	Атомный номер
Li Литий	6,941(2)	Относительная атомная масса

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au

↑ активность металлов уменьшается

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
F <sup>-</sup>	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	—	Н	Н	Р
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	?
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	—	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	—	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	Н	Р	Р
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	—	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	?	М	?	?	?	?
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	?	Н	?	?	?	Н	?
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	Р	Р	?	?	—	?
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	?
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Н	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	?	Р	—	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?

“Р” — растворяется (> 1 г на 100 г H<sub>2</sub>O)

“М” — мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H<sub>2</sub>O)

“Н” — не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)

“?” — в водной среде разлагается

“—” — нет достоверных сведений о существовании соединений

---

## Оглавление

---

Введение .....	3
1. Предмет «Химия» в системе высшего образования. Классы химических соединений .....	7
2. Периодическая система и строение атома .....	16
3. Химическая термодинамика .....	22
4. Химическая кинетика .....	29
5. Растворы. Электролиты сильные и слабые .....	41
6. Гидролиз солей. Ионное произведение воды. ....	57
7. Окислительно-восстановительные реакции .....	60
8. Электролиз растворов .....	73
9. Коррозия металла .....	82
10. Металлы, применяемые в машиностроении .....	87
11. Свойства конструкционных материалов .....	88
12. Математические способы решений химических задач .....	90
Список использованной литературы .....	208
Приложение .....	209

# **ХИМИЯ**

Составители:

**Никитина** Евгения Валерьевна

**Никоненко** Евгения Алексеевна

**Медведев** Дмитрий Андреевич

**Евтюхов** Сергей Аркадьевич

Редактор Н. П. Кубыщенко

Верстка О. П. Игнатъевой

Подписано в печать 04.06.2015. Формат 60×84 <sup>1</sup>/<sub>16</sub>.  
Бумага писчая. Плоская печать. Гарнитура Newton.

Уч.-изд. л. 10,7. Усл. печ. л. 12,8. Тираж 500 экз.

Заказ 253

Издательство Уральского университета  
Редакционно-издательский отдел ИПЦ УрФУ  
620049, Екатеринбург, ул. С. Ковалевской, 5  
Тел.: 8(343)375-48-25, 375-46-85, 374-19-41  
E-mail: rio@urfu.ru

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ  
620075, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4  
Тел.: 8(343) 350-56-64, 350-90-13  
Факс: 8(343) 358-93-06  
E-mail: press-urfu@mail.ru

#### НИКОНЕНКО ЕВГЕНИЯ АЛЕКСЕЕВНА

доцент кафедры общей химии Института фундаментального образования УрФУ им. первого Президента России Б. Н. Ельцина, кандидат химических наук. Научные интересы: физико-химические методы анализа (спектроскопия, термогравиметрия), производство вторичных цветных металлов и переработка вторичного сырья.

#### НИКИТИНА ЕВГЕНИЯ ВАЛЕРЬЕВНА

научный сотрудник лаборатории расплавленных солей Института высокотемпературной электрохимии УрО РАН, доцент кафедры общей химии Института фундаментального образования УрФУ им. первого Президента России Б. Н. Ельцина, кандидат химических наук. Научные интересы: коррозия, высокотемпературная физическая химия и электрохимия, электрохимические технологии.

#### МЕДВЕДЕВ ДМИТРИЙ АНДРЕЕВИЧ

старший научный сотрудник лаборатории твердооксидных топливных элементов Института высокотемпературной электрохимии УрО РАН, кандидат химических наук. Научные интересы: химия твердого тела и электрохимия.

#### ЕВТЮХОВ СЕРГЕЙ АРКАДЬЕВИЧ

доцент кафедры общей химии Института фундаментального образования УрФУ им. первого Президента России Б. Н. Ельцина, кандидат химических наук. Научные интересы: химия воды и водоподготовка, экологические аспекты химической технологии.